

meSalva!

PARTE III

QUÍ MI CA



meSalva!

CURSO ENEM ONLINE

O melhor cursinho para o ENEM 2019 é o que te aprova no curso dos seus sonhos



Conte com a melhor preparação para a Prova do ENEM:



CONTEÚDO COMPLETO PARA O ENEM

+5.000 vídeos, 10.000 exercícios e aulas ao vivo todos os dias para tirar suas dúvidas



PLANO DE ESTUDOS PERSONALIZADO

Organizamos para você um cronograma de estudos de hoje até o ENEM



CORREÇÃO DE REDAÇÃO ILIMITADA

Receba notas e comentários para cada critério de avaliação do ENEM



SIMULADOS COM CORREÇÃO TRI

Simulados com correção no mesmo formato da Prova do ENEM

QUERO SER APROVADO!

PARTE III

QUÍMICA

01

EQUILÍBRIO QUÍMICO

meSalvo!

EQUILÍBRIO QUÍMICO

Fala, povo do **Me Salva!** Tudo certo?

A apostila que vem por aí fala sobre **equilíbrio químico!** :D

O conceito de equilíbrio está muito presente em nossa rotina: na escolha de nossas atividades profissionais, sociais e físicas. Equilíbrio remete somente a coisas boas, não é mesmo? Passa a ideia de harmonia, igualdade... De alguma maneira, estamos sempre buscando o equilíbrio em nossas vidas, embora alcançá-lo não seja tarefa fácil.

Nas ciências da natureza, a concepção de equilíbrio é muito importante e pode ser aplicada a fenômenos físicos, biológicos e químicos. Em particular, **na química certos sistemas** inicialmente contendo apenas reagentes **podem atingir o equilíbrio** se, a partir de determinado momento, **reagentes e produtos existirem simultaneamente**, de modo que **suas concentrações não variem mais ao longo do tempo**. O equilíbrio químico só existirá quando certas condições forem satisfeitas, o que estudaremos mais adiante.

O estudo do equilíbrio químico é tão importante que é dividido em duas partes: o equilíbrio químico geral e equilíbrios em que íons participam, chamados de equilíbrios iônicos.

Um exemplo de aplicação do equilíbrio químico são as lentes de óculos capazes de escurecer ou clarear de acordo com a radiação UV (em sua maior parte emitida pelo Sol) do ambiente em que se encontram. Ainda, os refrigerantes que soltam aquelas bolinhas de gás ao serem abertos também são exemplos de uma reação em equilíbrio. Por fim, a produção de amônia, um importante fertilizante usado mundialmente, é um exemplo de processo industrial de uma reação que ocorre em equilíbrio, também conhecido como processo Haber-Bosch.

Já o equilíbrio iônico está presente no tratamento de águas, por exemplo - tanto a que bebemos, quanto a da piscina e a que é resultante do tratamento do esgoto de nossas casas- **se baseia na correção da acidez**. Entre outros fatores, é isso que determina a sua potabilidade, ou seja, se seu consumo ou uso é seguro.

Ainda, muitos medicamentos administrados por via oral **são bases ou ácidos fracos que sofrem busca variação de pH** em nosso corpo, uma vez que nosso estômago é ácido, nosso intestino é básico. Essa variação determina o **grau de ionização** do princípio ativo do medicamento e, por consequência, sua absorção por nosso organismo. Interessante, né?

Quase todos os processos biológicos são **vinculados ao pH do meio em que estão acontecendo**, já que uma pequena mudança na sua acidez produz uma grande variação na velocidade da maioria deles. Por isso, existem também diversas **aplicações biotecnológicas** do equilíbrio iônico. Exemplos são o uso de soluções tampão e de enzimas.

As **soluções tampão** são empregadas para conservar a acidez de sistemas biológicos - como alimentos e o nosso próprio organismo. Elas proporcionam a **regulação do pH**, isto é, o **mantém aproximadamente com o mesmo valor**, mesmo quando ocorre adição de pequenas quantidades de ácido ou de bases. Já as **enzimas** - os catalisadores de processos biológicos - também possuem uma faixa de pH específica (que é característica de cada uma) na qual possuem maior atividade. Elas são utilizadas em produções industriais, como a obtenção de queijo, couro, tecidos, entre muitos outros produtos que consumimos diariamente.

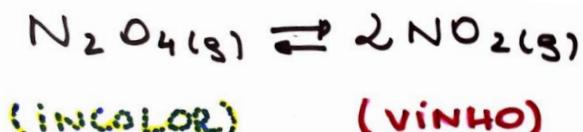
Realmente é vasto o número de aplicações baseadas na análise do equilíbrio químico. Note que esse conceito é tão importante que dedicamos uma apostila só para ele! Algumas palavrinhas aqui ficaram sem explicação, mas ao longo do nosso estudo elas ficarão mais claras, ok?

Bora aprender??

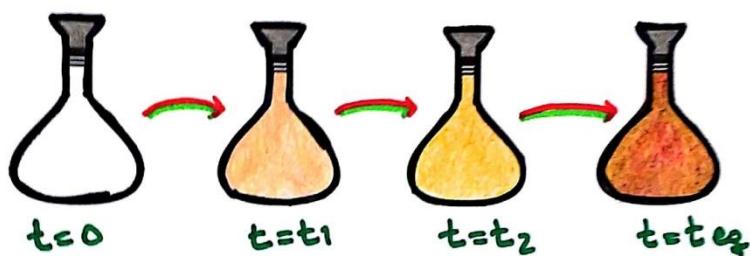


CONCEITOS CHAVE

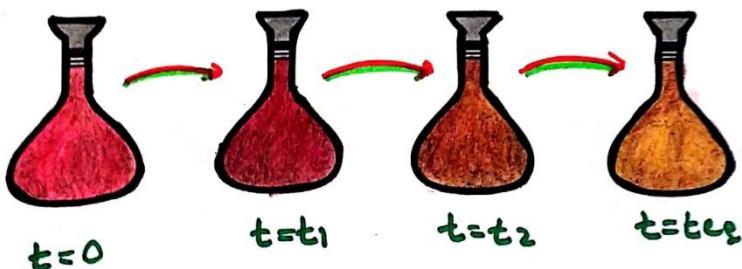
À primeira vista, após misturar reagentes em condições otimizadas de temperatura e pressão, seria esperado observar a reação ocorrer até o consumo total de um ou mais reagentes (situação em que o rendimento obtido seria 100 %). Contudo, nem sempre é isso que encontramos na realidade. Veja por exemplo a reacção do gás N₂O₄ (incolor), que gera o gás NO₂ (de intensa cor vinho):



Se confinarmos uma amostra de N_2O_4 em um frasco fechado e isolado, de início teremos uma amostra translúcida. No entanto, à medida que o tempo passar, observaremos o aparecimento de uma cor castanha, até a sua estabilização em um tom claro.



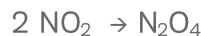
De forma análoga, caso aprisionássemos o gás NO₂, primeiramente obteríamos uma amostra de cor intensa que, gradativamente, enfraqueceria até a estabilidade em um tom mais fraco.



Como explicar esses dois fenômenos? Se o frasco está fechado, não é a perda de NO_2 para o ambiente que causa a mudança de cor, não é mesmo? Na verdade, na primeira situação ocorre a formação de NO_2 a partir do N_2O_4 :



No entanto, ela ocorre sem total consumo do N_2O_4 . Dessa forma, a cor final da amostra é clara. Já no segundo contexto, acontece a síntese de N_2O_4 a partir do NO_2 - o que justifica a diminuição da cor intensa:



Contudo, nem todo o NO_2 é consumido. Por isso, ao final ainda teríamos uma amostra com cor, ainda que mais clara que a inicial.

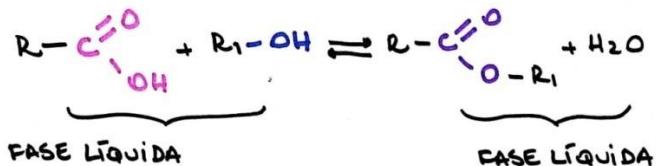
Dessa forma, no primeiro caso ocorre a **reação direta** (no sentido da esquerda para a direita da equação química) e no segundo, a **reação inversa** (da direita para a esquerda). O caso da reação de formação do NO_2 a partir do N_2O_4 é um exemplo de **reação reversível**: pode ser processada nos dois sentidos. Quando a reação é reversível, a notação “ \leftrightarrow ” é usada.

Assim que a reação direta é iniciada, a inversa também ocorre sem que haja, contudo, esgotamento de algum dos reagentes. A reação reversível parece “parar” em um ponto intermediário, chamado **estado de equilíbrio**. É nessa condição que observamos, então, o equilíbrio químico.

O equilíbrio químico é um estado dinâmico, em que as reações direta e inversa ocorrem com velocidades iguais, sem que haja mudança na concentração dos participantes da reação.

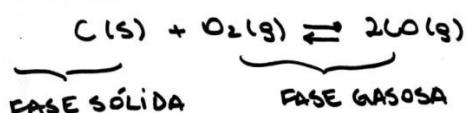
Reações em equilíbrio podem ser classificadas de acordo com o número de fases que participam da reação. Quando reagentes e produtos constituem apenas uma fase, ele é chamado **homogêneo**. Já quando eles ocupam mais de uma fase, ele é nomeado **heterogêneo**. O número de fases afeta a cinética da reação (estudaremos mais adiante como). Veja exemplos de equilíbrios homogêneos e heterogêneos abaixo:

REAÇÃO DE ESTERIFICAÇÃO:



EQUILÍBRIO HOMOLOGÊNEO (1 FASE)

REALÃO DE SÍNTESE DO CO:



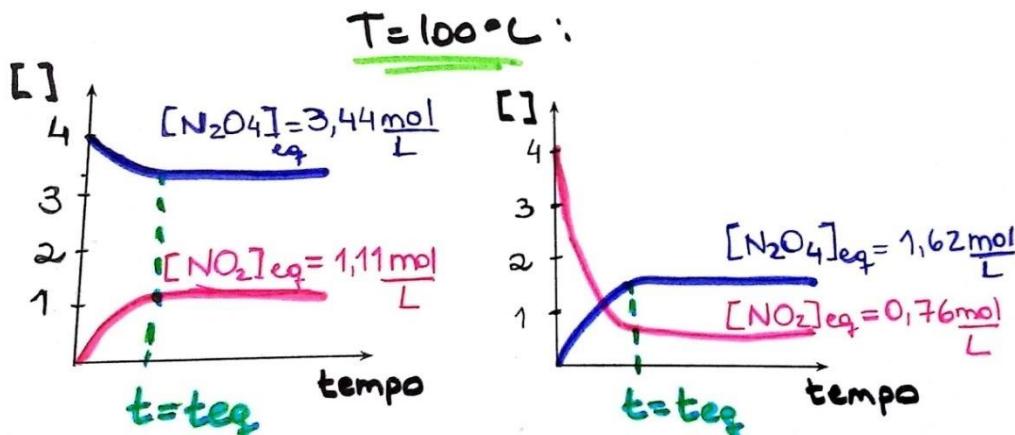
EQUILÍBRIO HETEROGÊNEO (+ DE 1 FASE)

REPRESENTAÇÃO MATEMÁTICA DO EQUILÍBRIO

Dentro do conteúdo de equilíbrio químico, questões envolvendo raciocínio matemático são muito comuns. Vamos avaliar como resolvê-las?

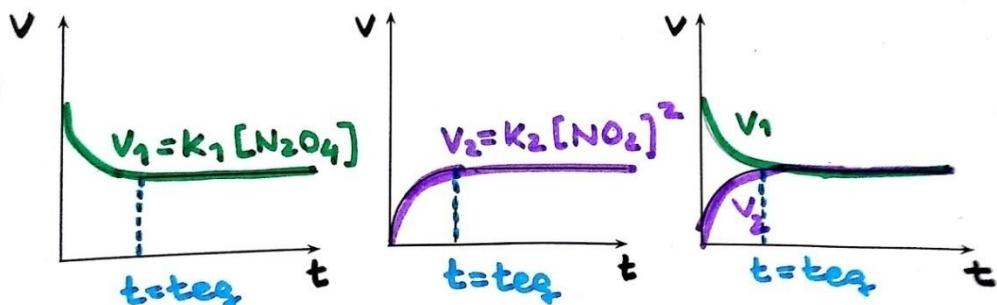
CURVAS DE CONCENTRAÇÃO E VELOCIDADE

Uma das formas de identificar o quanto a reação demora para atingir o equilíbrio é verificar a concentração das espécies no sistema para diferentes tempos de reação. Embora a velocidade da reação direta seja sempre igual a da inversa no equilíbrio (condições de temperatura e pressão iguais), a **concentração de reagentes e produtos depende das concentrações iniciais** dos mesmos no sistema. É o que mostram os gráficos abaixo:



Já sabemos que a síntese do NO_2 a partir do N_2O_4 tende ao equilíbrio, certo? Imagine que, em uma aula de laboratório, essa reação tenha sido conduzida. Mesmo sem medir a concentração dos reagentes ao longo do tempo do experimento, podemos prever o comportamento das curvas de velocidade da reação direta e da inversa, pois temos a equação (já balanceada) que descreve a reação.

Como de início só tínhamos reagente no frasco, a velocidade da reação inversa é nula. No entanto, à medida que o tempo passa, a velocidade direta da reação diminui, enquanto a da inversa aumenta. Quando o equilíbrio é atingido, as velocidades das reações direta e inversa são iguais.



Uma boa analogia para entender o comportamento das velocidades na condição de equilíbrio é pensar em alguém tentando descer uma escada rolante que se move no sentido da subida. No ponto de equilíbrio, a velocidade da pessoa terá módulo igual a da escada rolante, resultando no aparente repouso da pessoa.



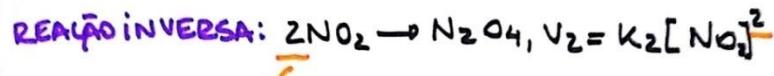
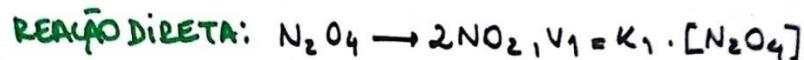


No equilíbrio químico, ocorre um fenômeno semelhante: em nível microscópico, as substâncias permanecem reagindo no sentido direto e inverso, de modo que quando olhamos o sistema inteiro (nível macroscópico) a reação aparenta estar parada. É por isso que esse estado é considerado dinâmico.

ENTENDENDO A EXPRESSÃO DA CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

Uma propriedade interessante do equilíbrio químico é que podemos calcular as concentrações de reagentes e produtos em equilíbrio tendo somente a concentração inicial de reagentes e as condições em que a reação é conduzida. Esse tratamento matemático permite o dimensionamento de diversos equipamentos da indústria e nos ajuda até a calcular a quantidade de princípio ativo que os medicamentos devem ter. Útil, não? Mas não se preocupe que é tranquilo de entender!

Partindo da mesma experiência que envolve a formação do NO₂ a partir do N₂O₄, podemos escrever a expressão da velocidade da reação direta e da inversa. Ora, isso é moleza, né? Assumindo que essa reação é elementar (ocorre em apenas uma etapa; nesse caso pode-se empregar o coeficiente estequiométrico como expoente na lei de velocidade), podemos escrever:



**CUIDE SEMPRE OS EXPOENTES QUANDO ESCREVER
A EQUAÇÃO DA VELOCIDADE!**

Mas já sabemos que no equilíbrio, a velocidade direta é igual a da inversa:

$$\underline{\text{SE}} : \quad v_1 = v_2$$

$$k_1 \cdot [N_2O_4] = k_2 [NO_2]^2$$

MAS k_1 e k_2 SÃO CONSTANTES:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \longrightarrow K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

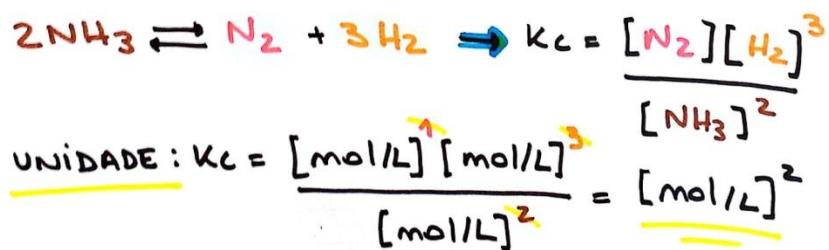
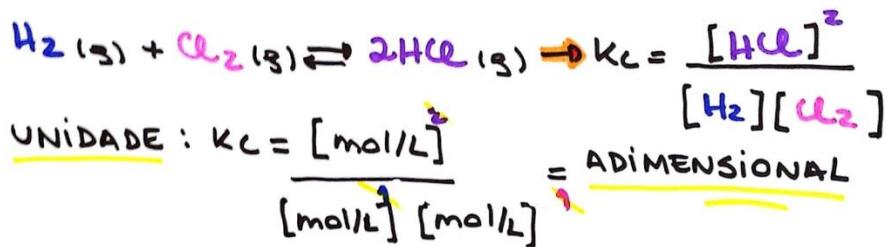
Já que k_1 e k_2 são valores constantes, o resultado dessa divisão tem um nome especial: **constante de equilíbrio (K_c)**. Observe que ela só pode ser calculada a partir das concentrações de equilíbrio. *Não confunda com a expressão do grau de equilíbrio, que estudaremos mais adiante.*

Podemos agora generalizar a expressão de K_c para qualquer reação em **equilíbrio homogêneo** (quando reagentes e produtos ocupam a mesma fase):



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

Lembre-se que essa grandeza é usualmente representada como um número sem unidade (também dito adimensional). No entanto, a unidade de K_c dependerá da sua equação correspondente. Para qualquer reação, podemos escrever a expressão de K_c : basta termos a equação química balanceada! Olha só:



Agora, vamos supor que, no experimento envolvendo a obtenção de NO₂, foram medidas as concentrações de reagentes e produtos para diversas condições iniciais de reação, todas conduzidas à mesma temperatura. Teríamos ao final uma tabela como esta, se a reação fosse conduzida a 100 °C:

Condição no Equilíbrio				Condição Inicial	
$\frac{[\text{NO}_2]_{eq}^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]_{eq}}$ mol/L	$[\text{NO}_2]_{eq}$ $[\text{N}_2\text{O}_4]_{eq}$ mol/L	$[\text{NO}_2]_{eq}$ mol/L	$[\text{N}_2\text{O}_4]_{eq}$ mol/L	$[\text{NO}_2]_i$ mol/L	$[\text{N}_2\text{O}_4]_i$ mol/L
0,36	0,70	0,52	0,74	2	0
0,36	0,47	0,76	1,62	4	0
0,36	0,47	0,76	1,62	0	2
0,36	0,32	1,11	3,44	0	4
0,36	0,70	0,52	0,74	2	2
0,36	0,47	0,76	1,62	4	4





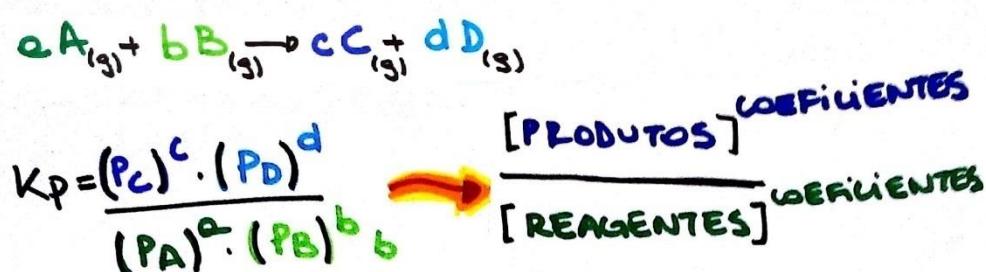
Observe que, embora as concentrações de equilíbrio variem de acordo com as concentrações iniciais, a constante de equilíbrio é sempre a mesma, ou seja, pode haver diversos estados para a mesma constante de equilíbrio se a temperatura da reação para esses estados for a mesma. Em outras palavras, observaremos mudança no valor de K_c se mudarmos a temperatura em que a constante é medida.

QUANDO PELO MENOS UM DOS REAGENTES ESTÁ EM FASE GASOSA

Nesse caso nós podemos usar, além de K_c - que já foi estudada - a constante de equilíbrio em função das pressões parciais de reagentes e produtos gasosos. Para ela, é usado o símbolo K_p . Basta substituir a concentração (expressa em mol/L) pela pressão parcial do componente correspondente.

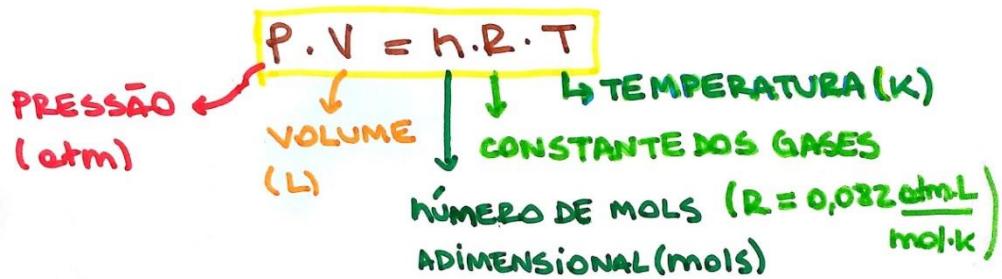
Mas não esqueça: na expressão de K_p só entram componentes gasosos! A omissão da pressão parcial dos componentes sólidos e líquidos pode ser feita porque, em relação à pressão dos elementos em fase gasosa, sua variação é infinitamente pequena, ou seja, a pressão parcial de sólidos e líquidos em uma reação química é praticamente constante.

Desse modo, para uma reação qualquer:

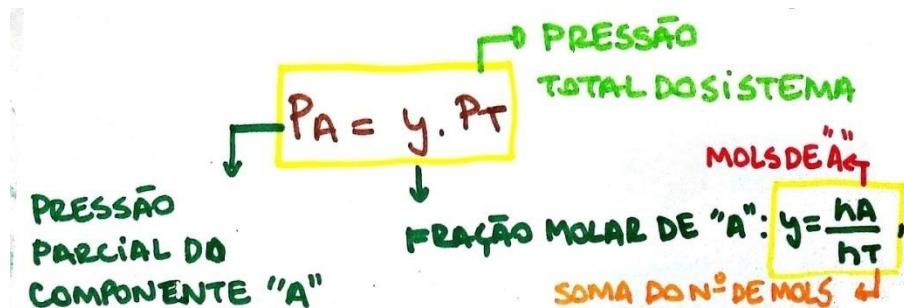


A lógica de cálculo em questões envolvendo K_p é a mesma apresentada na seção b. No entanto, dessa vez precisamos trabalhar com pressões parciais ao invés de concentrações. Para isso, vale lembrar que para gases ideais:





Sendo que, nesses casos, podemos aplicar também a lei de Dalton:



A relação entre K_c e K_p é dada pela expressão:



Assim, os equilíbrios abaixo tem as seguintes expressões de K_c e K_p :

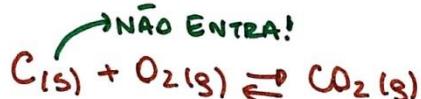




$$\Delta n = 2 - 3 = -1$$

$$K_p = \frac{(P_{CO_2})^2}{(P_{CO})^2 (P_{O_2})} \quad K_c = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2 [O_2]}$$

↑ PRESSÃO PARCIAL



$$\Delta n = 1 - 1 = 0$$

$$K_p = \frac{P_{CO_2}}{P_{O_2}} \quad K_L = \frac{[CO_2]}{[O_2]}$$

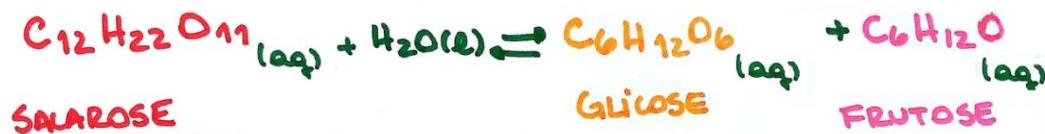
Note que, na segunda reação em equilíbrio, temos um reagente sólido (carbono) e um gasoso (oxigênio). Nesse caso, a expressão de K_p não deve conter a pressão parcial do carbono (já que nela só entram reagentes gasosos). Ainda, a expressão de K_c também não leva em consideração a concentração de carbono sólido. No capítulo sobre equilíbrios heterogêneos estudaremos o porquê dessa consideração, ok?

Na lista de exercícios, há alguns que focam nos cálculos envolvendo sistemas nos quais todos os componentes são gases. Confira lá! ;)

EQUILÍBRIOS EM SOLUÇÃO AQUOSA

Quando o equilíbrio químico ocorre em meio aquoso, no qual um dos participantes é a água líquida, pode-se dizer que sua concentração no meio não varia (já que sua quantidade, em relação aos demais componentes, é infinitamente maior). Portanto, a concentração de água não fará parte da expressão da constante de equilíbrio.

Sendo assim, o equilíbrio:



Tem a seguinte expressão para o K_c :

$$K_c = \frac{[C_6H_{12}O_6] \cdot [C_6H_{12}O_6]}{[C_{12}H_{22}O_11]}$$

GRAU DE EQUILÍBRIO E ESPONTANEIDADE DA REAÇÃO

De modo objetivo, o grau de equilíbrio (α) é o quociente entre a quantidade de reagente que já reagiu - até atingir o equilíbrio - e a quantidade inicial de mols desse reagente. Ele pode ser expresso como número puro ou como porcentagem:

$$\alpha = \frac{\text{mols de reagente que já reagiram}}{\text{mols de reagente iniciais}}$$

note que: $0 \leq \alpha \leq 1$ ou $0 \leq \alpha \leq 100\%$

Note que todas as reações inicialmente tem $\alpha = 0$, pois não há produtos. No entanto, ao longo do tempo o reagente é consumido até que sua concentração não varie mais. É nesse ponto que o equilíbrio químico é atingido. Assim, quanto mais α é próximo de 1 (100 %), maior o rendimento - ou extensão - da reação. Note também que, para reações reversíveis, o valor de α nunca será 1.

Podemos ter uma ideia de qual será o grau de equilíbrio de uma reação analisando o valor de seu K_c para a temperatura correspondente. Como sua grandeza é o quociente entre a concentração de produtos e reagentes no equilíbrio, podemos dizer que quanto maior o valor de K_c , mais espontânea será a reação, ou seja, o valor de K_c é proporcional ao valor de α sendo que ambos remetem ao rendimento da reação:



REAÇÃO DE ↓ RENDIMENTO	REAÇÃO DE ↑ RENDIMENTO
NÃO ESPONTÂNEA	MUITO ESPONTÂNEA
POUCO PRODUTO	MUITO PRODUTO
BAIXO α (≈ 0)	ALTO α (≈ 1 ou 100%)
$K_C \rightarrow 0$	K_C GRANDE

Poderíamos, por exemplo, calcular o grau de equilíbrio da reação:



Para a condição inicial de 2 mol/L de N_2O_4 e 0 de NO_2 , sendo a reação conduzida a 100 °C:

DA TABELA DA SEÇÃO b:

$$\begin{array}{l} \text{INÍCIO: } [\text{N}_2\text{O}_4] = 2 \text{ mol/L} \\ \qquad \qquad \qquad [\text{NO}_2] = 0 \text{ mol/L} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{NO EQ.: } [\text{N}_2\text{O}_4] = 1,62 \text{ mol/L} \\ \qquad \qquad \qquad [\text{NO}_2] = 0,76 \text{ mol/L} \end{array}$$

$$\alpha = \frac{\text{mols de N}_2\text{O}_4 \text{ que reagiram}}{\text{mols de N}_2\text{O}_4 \text{ iniciais}}$$

$$\alpha = \frac{2 - 1,62}{2} = 0,19 \text{ ou } 19\% //$$

QUOCIENTE DE REAÇÃO



Essa grandeza, representada por Q_c , é a relação entre as concentrações (em mol/L) dos membros da reação em qualquer momento, inclusive naqueles em que o equilíbrio ainda não esteja estabelecido. Sua grandeza é representada da mesma maneira que a constante de equilíbrio (K_c). Assim, podemos verificar se o sistema atingiu o equilíbrio ou não através da relação entre Q_c e K_c , da seguinte forma:

- Se $\frac{Q_c}{K_c} = 1$, o sistema está em equilíbrio.**
- Se $\frac{Q_c}{K_c} \neq 1$, o sistema está em desequilíbrio.**

Exemplo: Supondo que, para temperatura de reação correspondente a 100 °C, foram medidas as concentrações de reagentes e produtos para o equilíbrio:



[NO ₂] mol/L	[N ₂ O ₄] mol/L	Tempo
0,36	0,85	t1
0,45	0,96	t2
0,76	1,62	t3

em qual dessas condições o equilíbrio estava estabelecido?

Dados: K_c (100 °C) = 0,36

$$Q_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \rightarrow \text{PARA QUALQUER TEMPO DE REAÇÃO!}$$

$$t_1 \rightarrow Q_c = \frac{[0,36]^2}{[0,85]} = 0,15 \neq K_c$$

$$t_2 \rightarrow Q_c = \frac{[0,45]^2}{[0,86]} = 0,21 \neq K_c$$

$$t_3 \rightarrow Q_c = \frac{[0,76]^2}{[1,62]} = 0,36 = K_c \checkmark$$

Como somente em t_3 conferimos que $Q_c = K_c$, esse é o único entre os três momentos em que o sistema estava em equilíbrio.

CÁLCULOS ENVOLVENDO K_c

Além de calcular o valor de K_c a partir das concentrações em equilíbrio, podemos encontrar mais 2 tipos de questões em provas de vestibular: encontrar a quantidade em equilíbrio a partir do K_c e perguntas envolvendo grau de equilíbrio. Em todos os casos, a elaboração de uma tabela simples como a abaixo praticamente resolve a questão!

Produtos (cada produto terá sua própria coluna)	Reagentes (cada reagente terá sua própria coluna)	Variáveis
Insira aqui os dados do problema!		Quantidade inicial em mols
Dicas: lembre-se de que a constante é escrita em função das concentrações em mol/L dos elementos (cuidar as unidades fornecidas no problema). Para encontrar os mols formados/que reagiram, use a relação estequiométrica da reação!		Quantidade de mols que reagem/é obtida
		Quantidade de mols após atingido o equilíbrio
		Concentrações em equilíbrio



Partiu estudar como aplicar essa tabela em questões de vestibular envolvendo cálculos de equilíbrio?

CÁLCULO DE K_c A PARTIR DAS CONCENTRAÇÕES EM EQUILÍBRIO

Olha só essa questão da PUCRS que foi adaptada:

(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. Qual é o valor aproximado da constante de equilíbrio?

Para encontrar a constante de equilíbrio, precisamos descobrir as concentrações de SO_2 e O_2 no equilíbrio. Uma vez que temos quantos mols de produto são formados no equilíbrio, basta montar a tabela respeitando a estequiometria da reação:



DADOS (*)	REAGENTES		PRODUTOS
	SO_2	O_2	SO_3
QUANT. INICIAL	6	5	0
QUANT. REAGENTE É FORMADA	$6-2x$	$5-x$	$2x$
QUANT. NO EQ	$6-2x$?	$5-x$?	$4=2x$

O valor de x corresponde à extensão da reação. Ela permite relacionarmos a variação na quantidade de determinada substância com a variação na quantidade de uma outra substância. Cada unidade de x (corrigida pelo seu coeficiente estequiométrico) corresponde à quantidade (em mols) de substância que é:

- ✓ Consumida, no caso dos reagentes;
- ✓ Produzida, no caso dos produtos.

Devemos respeitar as relações estequiométricas de coeficientes e produtos. Assim, para descobrir a quantidade de mols consumida ou gerada por determinado componente, o valor de x sempre será multiplicado pelo coeficiente estequiométrico associado a ele.

Note que, de acordo com a equação da reação balanceada, o número de mols consumidos de SO_2 é o dobro do número de mols de O_2 . Ainda, o número de mols de SO_3 formados é duas vezes o número de mols de O_2 consumidos. Com auxílio da tabela, podemos afirmar que:

$$2x = 4$$

$$x = \frac{2 \text{ mol}}{\text{L}}$$

Dessa forma, as concentrações de reagente no equilíbrio são:



$$[O_2]_{eq} = 5 - x$$

$$[O_2]_{eq} = \frac{3 \text{ mol}}{L}$$

$$[SO_2]_{eq} = 6 - 2x$$

$$[SO_2]_{eq} = \frac{2 \text{ mol}}{L}$$

Agora fica fácil calcular K_c :

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]} = \frac{[4]^2}{[2]^2 [3]} = 1,33 //$$

CÁLCULO DAS QUANTIDADES EM EQUILÍBRIO A PARTIR DO K_c

Questões desse tipo envolvem a mesma lógica apresentada anteriormente. Olha só essa aqui:

(Fuvest-SP) A altas temperaturas, N₂ reage com O₂ produzindo NO, um poluente atmosférico:



À temperatura de 2.000 K, a constante do equilíbrio acima é igual a $4,0 \cdot 10^{-4}$. Nessa temperatura, se as concentrações de equilíbrio de N₂ e O₂ forem, respectivamente, $4,0 \cdot 10^{-3}$ e $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L, qual será a de NO?

A primeira coisa a fazer é pensar na tabela, certo? Nesse caso, a única variável que não conhecemos é a concentração de NO na expressão de K_c - que é justamente o "x" da questão! A tabela fica assim (as linhas em branco foram omitidas):



DADOS (↑)	REAGENTES		PRODUTOS	
	N ₂	O ₂	NO	
QUANT. NO EQ.	4 · 10 ⁻³	1 · 10 ⁻³	? = x	

Onde a expressão de K_c é:

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} = \frac{x^2}{[4 \cdot 10^{-3}][10^{-3}]} = 4 \cdot 10^4$$

Finalmente, o valor de x - a concentração de NO no equilíbrio - é:

$$x^2 = 16 \cdot 10^{-10} \rightarrow x = 4 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

CÁLCULOS ENVOLVENDO GRAU DE EQUILÍBRIOS

Esse tipo de questão envolve um pouquinho mais de atenção. Olha esse exemplo:

(UFPI) Um método proposto para coletar energia solar consiste na utilização dessa energia para aquecer a 800 °C trióxido de enxofre — SO₃ — ocasionando a reação:



Os compostos SO_2 (g) e O_2 (g), assim produzidos, são introduzidos em um trocador de calor de volume correspondente a 1,0 L e se recombina produzindo SO_3 e liberando calor. Se 5,0 mols de SO_3 sofrem 60 % de dissociação nessa temperatura, identifique o valor correto de K_c .

Foi nos dado o valor do grau de equilíbrio (é a dissociação do SO_3 , onde $\alpha = 0,6$), não é? A chave para resolver a questão é entender que:

$$\alpha = \frac{\text{mols de reag. que já reagiram}}{\text{mols de reagente iniciais}} \times \left(\frac{\text{mols de reag. iniciais}}{\text{iniciais}} \right)$$

ou seja: $\alpha \times (\text{mols de reag. iniciais}) = (\text{mols de reag. que já reagiram})$

Assim, multiplicando a quantidade inicial de SO_3 (que nos foi fornecida) por α obtemos o número de mols de SO_3 que reagiram. A tabela completa então fica:

DADOS (α) $\alpha = 0,6$	REAGENTES			PRODUTOS		
	SO_3	SO_2	O_2			
QUANT. INICIAL	5	0	0			
QUANT. REAGEI	$5\alpha = 5 \cdot 0,6 = 3$	$x = 3$	$\frac{x}{2} = \frac{3}{2} = 1,5$			
É FORMADA	$5 - 3 = 2$	3	1,5			
QUANT. NO EQ.	2	3	1,5			
CONC. NO EQ.						

Moleza calcular o K_c agora. Olha aí:

$$K_C = \frac{[3]^2 [1,5]}{[2]^2} \approx 3,4,$$

AGENTES EXTERNOS QUE AFETAM O EQUILÍBRIO QUÍMICO HOMOGENEO

Uma vez que um sistema atinja o equilíbrio, ele permanecerá nessa situação enquanto não houver ação de um agente externo sobre ele que gere alterações nas condições de equilíbrio. Se, no entanto, o sistema em equilíbrio sofrer uma perturbação, ele reagirá de modo a minimizar seus efeitos. De acordo com o Princípio de Le Chatelier:

Quando um sistema em equilíbrio sofre uma perturbação causada por um agente externo, ele se desloca, procurando minimizar o efeito do fator aplicado.

Quando a **velocidade da reação direta aumenta**, dizemos que o equilíbrio está se deslocando para a direita - ou no sentido dos produtos. Já quando **aumenta a velocidade da reação inversa**, dizemos que o equilíbrio está se deslocando para a esquerda - no sentido dos reagentes. Ambos acontecimentos, porém, são temporários, pois o sistema **sempre convergirá para um novo estado de equilíbrio**.

Para avaliar a influência das perturbações sobre o equilíbrio, podemos pensar no funcionamento de uma gangorra: quando adicionamos uma carga no lado direito, ele se torna mais pesado e tende a perder altura. Desse modo, para equilibrá-la, uma carga deve ser também adicionada ao lado esquerdo. A retirada da carga de um dos lados tem efeito análogo: para garantir o equilíbrio, devemos remover a carga no lado oposto também.

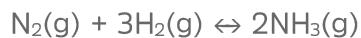
DESEQUILÍBRIO: CARGA
NO LADO OPPOSTO
TAMBÉM DEVE
SER RETIRADA



Vamos estudar quais são os fatores capazes de deslocar o equilíbrio, então? Primeiramente, vamos estudar as alterações possíveis em equilíbrios homogêneos. Já no capítulo 4, estudaremos as particularidades de equilíbrios heterogêneos, beleza? :)

ALTERAÇÃO DA CONCENTRAÇÃO DE PELO MENOS UM DOS ELEMENTOS DO EQUILÍBRIOS

O efeito da concentração será estudado em sistemas nos quais a temperatura permanece constante. Considere o equilíbrio de síntese de amônia, um importante fertilizante:

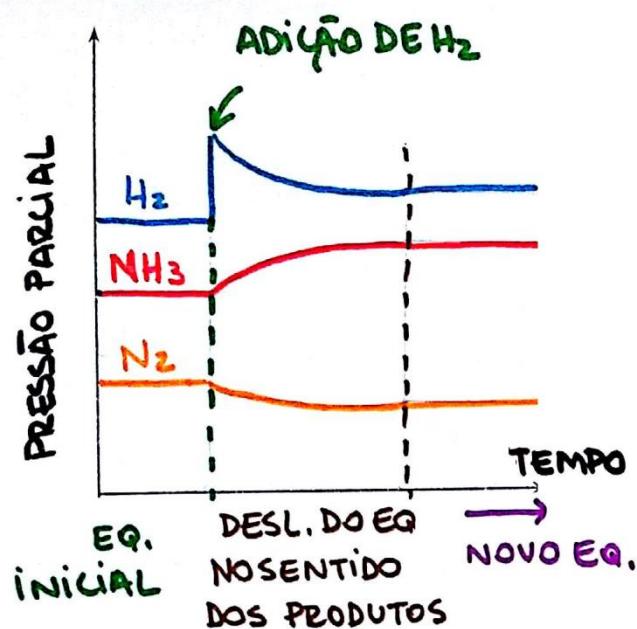


Se adicionarmos ao meio reacional N₂ ou H₂, aumentaremos o número de choques efetivos entre esses reagentes. Desse modo, o sistema favorecerá a formação de NH₃, de modo a minimizar a perturbação gerada pela adição. Em outras palavras, a velocidade da reação direta será aumentada.

Todavia, se adicionarmos NH₃, estaremos promovendo maior número de choques efetivos entre moléculas de produtos. Então, dessa vez o sistema promoverá aumento da concentração de N₂ ou H₂ em equilíbrio. Nesse caso, a velocidade da reação inversa será privilegiada.

Generalizando, a adição de reagentes a qualquer sistema em equilíbrio o desloca no sentido dos produtos. Já a adição de produtos a um sistema em equilíbrio o desloca no sentido dos reagentes.

Podemos também retirar N₂ ou H₂ do meio reacional. Nesse caso, o aumento dos choques efetivos seria entre as moléculas de NH₃. Assim, o sistema facilitará a formação de N₂ e H₂, uma vez que o NH₃ em excesso precisa ser consumido.



Contudo, se for diminuída a concentração de NH₃, o efeito será o oposto: a formação de NH₃ será favorecida. Note que dessa vez são os reagentes que estão em maior quantidade.

Universalizando, a remoção de reagentes de qualquer sistema em equilíbrio o desloca no sentido dos próprios reagentes. Por outro lado, a remoção de produtos de um sistema em equilíbrio o desloca no sentido dos respectivos produtos.

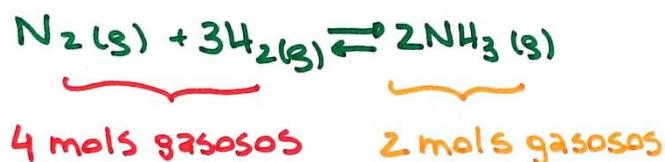
O estudo do efeito da concentração no deslocamento do equilíbrio também pode ser feito através da análise no valor de K_c. Olha só:

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

AUMENTANDO A [] DE NH₃, DEVEMOS ESPERAR AUMENTO DA CONCENTRAÇÃO DE N₂ E H₂, POIS O VALOR DE K_c SÓ VARIA COM A TEMPERATURA.

ALTERAÇÃO DA PRESSÃO TOTAL SOBRE O SISTEMA

O efeito da variação de pressão é sentido apenas em sistemas com um ou mais reagentes em fase gasosa. Quando aumentamos a pressão sobre um sistema em equilíbrio dessa natureza, à temperatura constante, ele reage no sentido da reação capaz de diminuir esse aumento e vice-versa. Voltando ao equilíbrio de síntese da amônia, por exemplo:



Se houver aumento na pressão desse sistema, ocorrerá deslocamento do equilíbrio para o lado dos produtos, já que esse sentido tem um número de mols de gás menor. Dessa forma, a pressão final no novo equilíbrio será diminuída, de modo a minimizar o efeito da perturbação:

$$\frac{P = n \cdot R \cdot T}{V} \rightarrow \text{NESSE CASO, } T \text{ E } V \text{ SÃO CONSTANTES}$$

Assim: $P \propto n$

Entretanto, se houver diminuição na pressão total, o deslocamento será no sentido dos reagentes. Assim, a pressão final no novo equilíbrio será aumentada. Generalizando:

$\uparrow P$: DESLOCA NO SENTIDO DE MENOR VOLUME DE GÁS

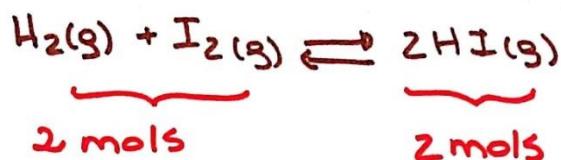
$\downarrow P$: DESLOCA NO SENTIDO DE MAIOR VOLUME DE GÁS



Para que a variação na pressão exerça efeito sobre o sistema em equilíbrio, duas condições devem ser satisfeitas:

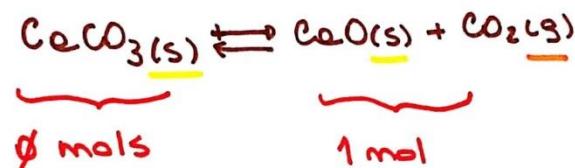
- ✓ Pelo menos um reagente deve estar na forma de gás;
- ✓ Na fase gasosa, a soma do número de mols de reagentes deve ser diferente da soma do número de mols de produtos.

Então, para o seguinte equilíbrio, por exemplo:



Como $n_{\text{REAG}} = n_{\text{PROD}}$, A VARIACÃO DE PRESSÃO NÃO AFETA O EQUILÍBRIOS.

Lembre-se que a variação na pressão total só afeta reagentes na forma de gás. Assim, no caso de equilíbrios heterogêneos em que temos sólidos e gases ou líquidos e gases, para avaliar o efeito da pressão contamos apenas as quantidades de elementos gasosos. Observe o exemplo abaixo:



SOMENTE A VARIACÃO NA PRESSÃO PARCIAL DE CO₂ AFETA O EQUILÍBRIOS.

No capítulo 4, estudaremos mais particularidades do equilíbrio heterogêneo, ok?

Observação importante: se em um recipiente fechado existir um equilíbrio gasoso e for introduzido um novo gás inerte (que não reage com nenhum dos participantes do equilíbrio), a pressão total no interior do recipiente irá aumentar. Entretanto, não haverá deslocamento do equilíbrio, pois as pressões parciais de reagentes e produtos não são afetadas.

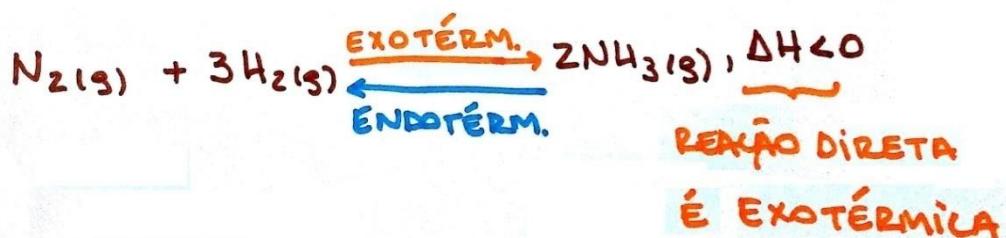


ALTERAÇÃO DA TEMPERATURA DO SISTEMA

A variação de temperatura é o único fator externo que, além de provocar deslocamento no equilíbrio químico, também altera o valor de K_c . Em um sistema em equilíbrio sempre temos duas reações: a endotérmica, que pode ser o sentido direto ou o inverso, dependendo do valor de entalpia da reação, (ΔH^R) e a exotérmica, que será o sentido oposto.

Por convenção, o valor de ΔH^R sempre se refere ao sentido direto da reação (lembre-se de que ele pode ser calculado a partir da subtração entre a entalpia de formação de produtos e reagentes). Quando a reação direta é exotérmica, ela libera calor no sentido direto ($\Delta H^R < 0$) e absorve no sentido inverso. Quando a reação é endotérmica, ela absorve calor no sentido direto ($\Delta H^R > 0$) e libera no sentido inverso.

Para o equilíbrio de síntese da amônia, por exemplo, temos:

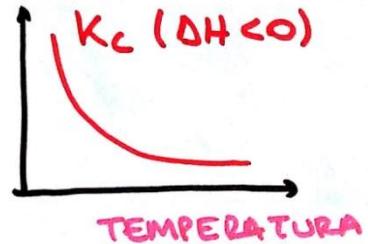


O aumento da temperatura desloca a reação no sentido que absorve calor (endotérmico). Nesse caso, esse é o lado dos reagentes. Todavia, a diminuição da temperatura desloca a reação no sentido que libera calor (exotérmico). Para esse exemplo, esse é o lado dos produtos. Podemos também analisar o efeito da temperatura sobre o K_c desse equilíbrio:

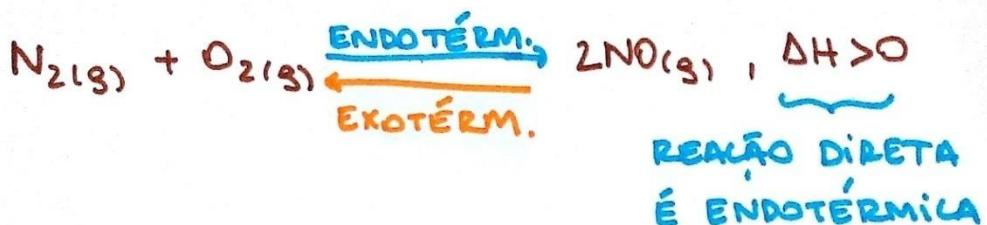


AUMENTO DE TEMPERATURA: FAVORECE LADO QUE ABSORVE CALOR!

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



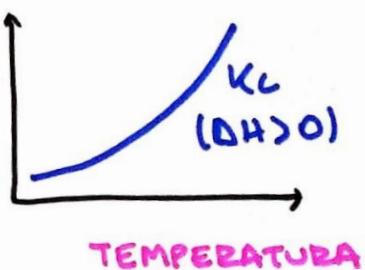
Olhe só como fica a influência da temperatura para esse outro exemplo:



Essa reação é endotérmica no sentido direto. Assim, o aumento de temperatura favorece o lado dos produtos enquanto seu decréscimo favorece o dos reagentes. Podemos também prever a influência da temperatura sobre o valor de K_c nesse caso:

AUMENTO DE TEMPERATURA:

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2] \downarrow [O_2] \downarrow}$$



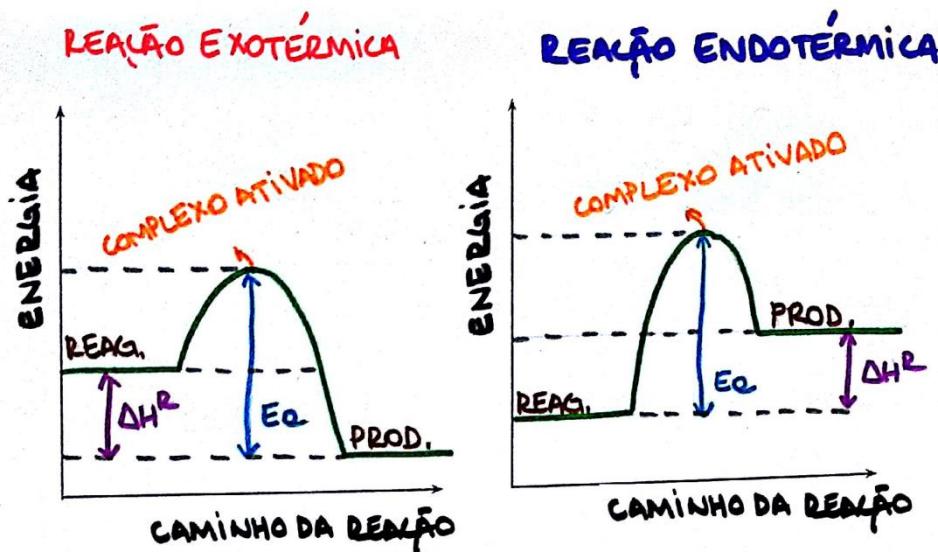
ADIÇÃO DE CATALISADOR AO SISTEMA EM EQUILÍBRIO

Para que uma reação química ocorra, reagentes devem romper a “barreira energética” - chamada de Energia de Ativação (EA) - que os

separa dos produtos. Quanto maior a E_A , mais lenta é a reação. Quando o obstáculo energético é vencido, forma-se primeiramente o complexo ativado - uma estrutura instável e intermediária entre reagentes e produtos, na qual as ligações químicas entre reagentes são enfraquecidas e as entre produtos estão em formação. *Cuidado:* não confunda as grandezas ΔH^R e E_A :

- ✓ E_A corresponde à menor energia necessária aos reagentes para a formação do complexo ativado;
- ✓ ΔH^R representa uma medida da diferença energética entre reagentes e produtos.

Assim, para reações exotérmicas e endotérmicas, podemos fazer a seguinte representação do caminho de reação:



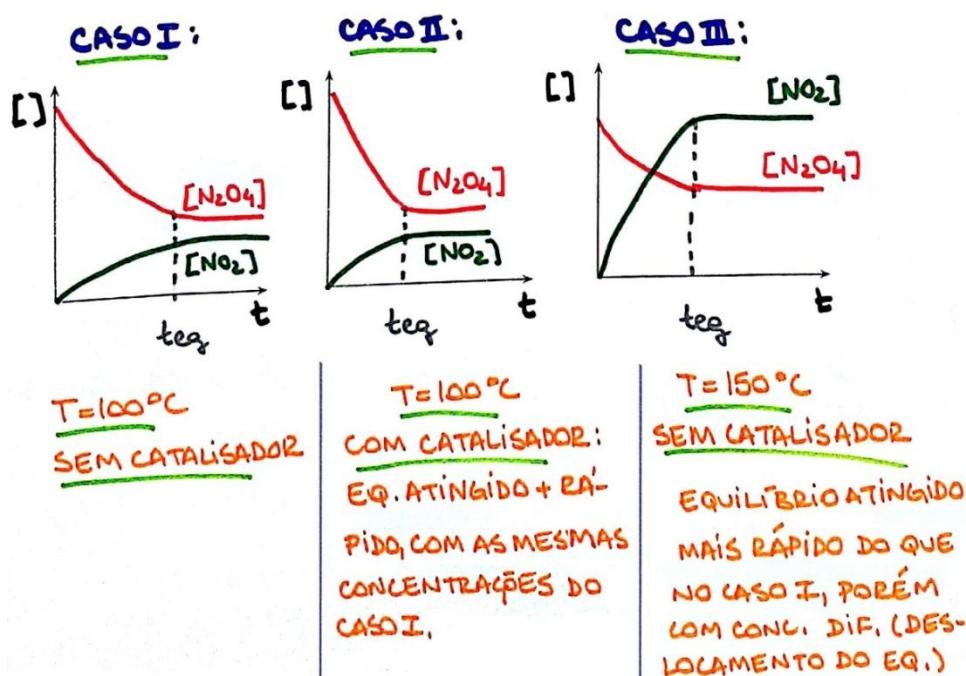
O catalisador possibilita um novo caminho para a reação. Quando adicionado, ele forma com o reagente um novo intermediário de reação que exige menor energia de ativação, fazendo com que a reação se processe de maneira mais rápida. No final do processo, o catalisador é regenerado sem sofrer alteração permanente, ou seja, ele não é consumido.

Dessa maneira, sua concentração não sofre alteração ao longo da reação química. Como o catalisador aumenta a velocidade das reações direta e inversa igualmente, a sua adição provoca a diminuição do tempo necessário para que esse equilíbrio seja atingido.

Importante: Catalisadores não deslocam o equilíbrio! Ou seja, não alteram as concentrações em equilíbrio (valor de K_c e K_p) ou o rendimento obtido no processo.

Devemos ter cuidado para não confundir o efeito da variação de temperatura e do catalisador: Ambos diminuem o tempo - energia - necessários para atingir o equilíbrio químico.

No entanto, o uso do catalisador acarretará em um equilíbrio com as mesmas concentrações obtidas se ele não for usado. Enquanto isso, a variação da temperatura desloca o equilíbrio, gerando alteração nas quantidades de reagentes e produtos - no valor de K_c . Repare o equilíbrio entre N_2O_4 e NO_2 analisado no primeiro capítulo de nosso estudo, que sofre duas alterações distintas:



Por diminuir a energia necessária para que reações em equilíbrio ocorram, catalisadores são amplamente usados na indústria química, por vezes combinados com condições de reação severas. Por exemplo, o processo de Haber-Bosch, que realiza a síntese da amônia, utiliza três condições para obter máximo rendimento: catalisador, alta temperatura e alta pressão.

EQUILÍBRIOS HETEROGÊNEOS

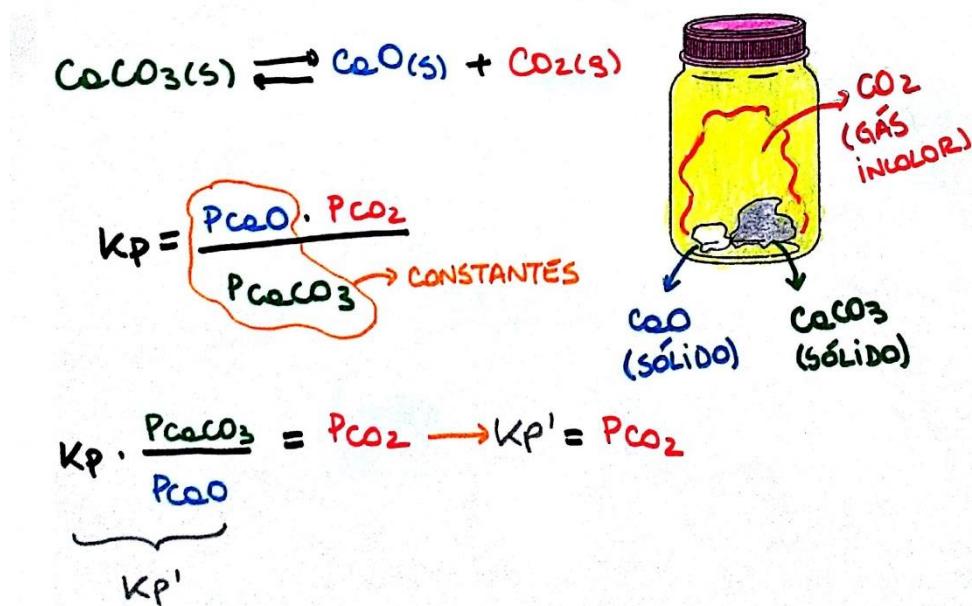


Essas reações em equilíbrio correspondem àquelas que têm mais de uma fase, lembra? Para elas, temos que estar ligados em alguns detalhes especiais. Vamos estudá-los juntos?

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO PARA SISTEMAS HETEROGÊNEOS

À temperatura constante, em relação à fase gasosa, as concentrações dos sólidos e líquidos são praticamente constantes. Dessa forma, de maneira análoga ao que foi mostrado para K_p , quando escrevermos a expressão de K_c em sistemas onde temos pelo menos um componente gasoso, devemos “omitir” a concentração de sólidos e líquidos eventualmente presentes na reação.

No entanto, perceba que não estamos de fato omitindo esses valores, mas sim os incorporando à constante K_c . Assim, por exemplo, para a reação de dissociação térmica do carbonato de cálcio, temos:



Outro exemplo é a reação que ocorre entre a amônia e o ácido clorídrico, ambos em fase gasosa:





$$K_p = \frac{1}{P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HCl}}}$$

DESLOCAMENTO DO EQUILÍBRIO HETEROGÊNEO

De modo geral, o princípio de Le Chatelier vale também para equilíbrios heterogêneos. Nós já vimos a ressalva para questões envolvendo a variação na pressão total do sistema, certo? (estudado no capítulo 3). Entretanto, devemos ter cuidado também com questões envolvendo alteração na concentração de sistemas heterogêneos: lembra que a concentração de sólidos e líquidos é constante com a temperatura?

Por conta dessa propriedade deles, a **adição ou retirada de um participante sólido ou líquido não afeta o equilíbrio** (desde que esse elemento continue existindo no sistema). Somente quando houver adição ou retirada de um **participante gasoso** ocorrerá **deslocamento do equilíbrio**. Nesse caso, o deslocamento seguirá as mesmas tendências que foram vistas para o equilíbrio homogêneo (analisado no capítulo 3):

- ✓ A **adição** de um componente gasoso desloca o equilíbrio no sentido que **vai consumi-lo**.
- ✓ A **retirada** de um componente gasoso desloca o equilíbrio no sentido que **irá reconstitui-lo**.

O efeito dos agentes externos sobre o equilíbrio químico, para sistemas homogêneos e heterogêneos, está resumido na tabela abaixo.

Modificaçã o no rendiment o	Mudança em Kc (ou Kp)	Efeito no equilíbrio	Aumento (+) ou diminuição (-)	Variável
--------------------------------------	-----------------------------	-------------------------	--	----------



Sim	Não	No sentido oposto ao c. adicionado	+	Concentração (hetero: só componentes gasosos!)
Sim	Não	No sentido do c. adicionado	-	
Sim	Não	No sentido de menor volume gasoso	+	Pressão Total (hetero: só componentes gasosos!)
Sim	Não	No sentido de maior volume gasoso	-	
Sim	Sim	No sentido endotérmico	+	Temperatura
Sim	Sim	No sentido exotérmico	-	
Não	Não	Não altera o equilíbrio	Só pode ser adicionado	Catalisador

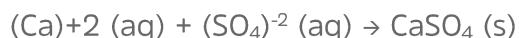
PRODUTO DE SOLUBILIDADE (K_{ps})

Essa grandeza se refere a reações de dissolução de sólidos em água. Por exemplo, a reação de dissolução do sulfato de cálcio (CaSO_4) em solução aquosa é:





No entanto, quando ela ocorre, a reação de precipitação do CaSO_4 também acontece, o que consiste na reação inversa à de dissolução:



Ambas ocorrem no sistema ao mesmo tempo. Contudo, inicialmente a velocidade da reação direta (de dissolução) é maior que a da inversa (de precipitação). Com o passar do tempo vd diminui e vi aumenta, até o momento em que as duas se igualam. Esse é o instante em que a solução se torna saturada e no qual é atingido o equilíbrio da dissolução.

No equilíbrio de dissolução do CaSO_4 , a constante cinética fica:

$$K_C = \frac{[\text{Ca}^{+2}][\text{SO}_4^{-2}]}{[\text{CaSO}_4]}$$

QUANDO A SOLUÇÃO ESTÁ SATURADA (EQUILÍBRIO QUÍMICO) A CONCENTRAÇÃO DE CaSO_4 É CONSTANTE

Como o CaSO_4 forma o precipitado no equilíbrio, enquanto a solução for saturada, a sua concentração em fase aquosa não irá variar. Desse modo, pode-se simplificar a expressão para:

$$\underbrace{K_C \cdot [\text{CaSO}_4]}_{= K_{ps}} = [\text{Ca}^{+2}][\text{SO}_4^{-2}]$$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{+2}][\text{SO}_4^{-2}]$$

Essa expressão simplificada é chamada produto de solubilidade (K_{ps}). Generalizando para qualquer sólido, a expressão fica:





$$K_{ps} = [B^{b+}]^a \cdot [A^{a-}]^b$$

Assim como vimos para o valor de K_c , quanto maior o valor de K_{ps} , maior o rendimento (espontaneidade) da reação. Ou seja, menor será a quantidade de corpo de fundo “sobrando” no momento em que a solução aquosa se tornar saturada - maior será a solubilidade em água do soluto em questão.

Importante: Assim como K_c , o valor de K_{ps} só depende da temperatura em que a solução se encontra.



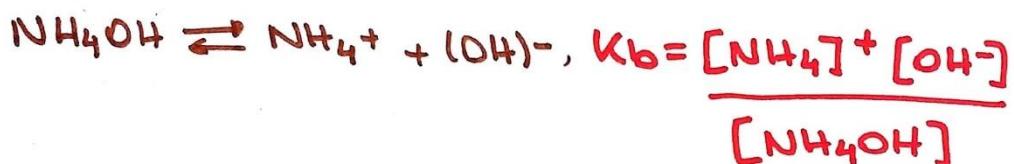
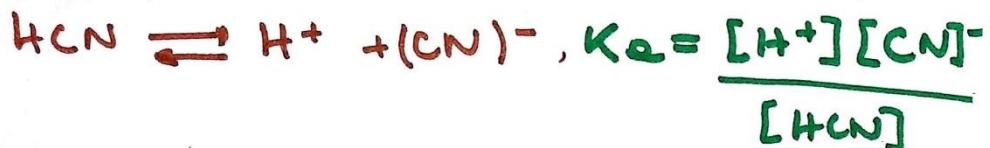
IONIZAÇÃO DE ÁCIDOS E BASES

Como já sabemos, equilíbrio iônico é o caso particular do equilíbrio químico que comprehende as reações em que íons são participantes. Este é o contexto das soluções aquosas eletrolíticas formadas por ácidos e bases moleculares (*lembre-se que a presença de íons em solução pode ser verificada pela condução da eletricidade*).

Vamos começar nosso estudo através de um exemplo? Olha só o ácido cianídrico e do hidróxido de amônio, que formam, em solução aquosa, os seguintes equilíbrios:



A constante cinética, quando se trata de uma reação de ionização, é chamada de **constante de ionização**. Para o caso da base, é chamada K_b , já para o ácido, é chamada K_a . Para os exemplos acima, K_b e K_a correspondem, respectivamente, a:



O grau de equilíbrio também recebe um nome especial nesse tipo de reação: é chamado **grau de ionização (α)**. Ele é definido pela seguinte divisão:

$$\alpha = \frac{\text{QUANTIDADE DE MOLS DISSOCIADOS}}{\text{QUANTIDADE INICIAL DE MOLS}}$$

Note que, quanto maior o valor da constante de ionização, maior será a concentração de íons em solução e o grau de ionização do ácido ou base correspondente. Assim, pode se afirmar que:

- ✓ Ácidos fortes são eletrólitos fortes, possuem valores de K_a altos e $\alpha \approx 100\%$.
- ✓ Bases fortes também são eletrólitos fortes, apresentam valores de K_b altos e têm $\alpha \approx 100\%$.

Veja os valores da tabela abaixo:

ÁCIDO	K_a	FORÇA
$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	1×10^7	FORTE
$\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + (\text{NO}_3)^-$	$4,7 \times 10^4$	FORTE
$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + (\text{CN})^-$	$4,3 \times 10^{-10}$	MUITO FRACO

LEI DA DILUIÇÃO DE OSTWALD

De acordo com a lei de Ostwald, numa dada temperatura, à medida que a concentração (em mol/L) de um dado eletrólito diminui, o seu grau de ionização ou dissociação aumenta, isto é, eles são inversamente proporcionais.

Para entender como Ostwald chegou a essa conclusão, elaboraremos a mesma tabela do capítulo 3 da apostila de Equilíbrio Químico - aquele em que estudamos cálculos envolvendo equilíbrio químico. Se não te recordas dela, confere lá! Entretanto, agora vamos adaptá-la para o equilíbrio de ionização:

Variáveis	Reagente (ácido ou base)	Produtos (cada produto terá sua própria coluna)
Quantidade inicial em mols	n (Calcule o número de mols iniciais de multiplicando a concentração pelo volume)	ZERO
Quantidade de mols que reage/ é obtido	$n \times \alpha$	$n \times \alpha$
Quantidade de mols no equilíbrio	$n - (n \times \alpha)$	$n \times \alpha$
Concentrações em equilíbrio (note que V corresponde ao volume da solução após a diluição!)	$\frac{(n - n \cdot \alpha)}{V}$	$\frac{n \cdot \alpha}{V}$

Supondo que temos um ácido ou uma base qualquer, podemos calcular sua constante de ionização com o auxílio dessa tabela.

$$K = \frac{[B^+][A^-]}{[BA]} \rightarrow K = \frac{\frac{n\alpha}{V} \cdot \frac{n\alpha}{V}}{\frac{n(1-\alpha)}{V}} \rightarrow K = \frac{n\alpha^2}{V(1-\alpha)}$$

NOTE QUE $\frac{n}{V} = m$ (MOLARIDADE DA SOLUÇÃO)

Quando α é um número pequeno (menor que 0,05), podemos dizer que $(1-\alpha)$ é aproximadamente igual a 1. Surge assim, a expressão da lei de diluição de Ostwald :

$$K = \frac{n}{V} \cdot \alpha^2$$

OU

$$K = m \cdot \alpha^2$$

Ela nos ajuda também a prever o comportamento de ácidos e bases quando diluídos. Se rearranjarmos a expressão obtida anteriormente para analisar o comportamento quando $V \rightarrow \infty$ temos:

$$K = \frac{n}{V} \cdot \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)} \rightarrow KV = \frac{n\alpha^2}{1-\alpha}$$

SE $V \rightarrow \infty$, $\underbrace{(1-\alpha)}_{\rightarrow 0}$ } PARA $(1-\alpha) \rightarrow 0$,
 $\alpha \rightarrow 1$

LEMBRE-SE : $\frac{1}{0} \rightarrow \infty$

Assim, o grau de ionização de um eletrólito tende a 100 % a medida que ele sofre sucessivas diluições.

Na lista de exercícios de equilíbrio iônico (módulo EION) tem um exemplo de aplicação dessa tabela. #ficaadica

EFEITO DO ÍON COMUM



Apesar do nome parecer complicado, esse conceito corresponde a apenas uma aplicação do Princípio de Le Chatelier. De acordo com ele:

Quando um sistema em equilíbrio sofre uma perturbação causada por um agente externo, ele se desloca, procurando minimizar o efeito do fator aplicado.

Então, se temos, por exemplo, uma solução de ácido acético em equilíbrio:



Em que adicionamos o sal acetato de sódio, derivado do próprio ácido (*lembre-se a dissociação de sais em água é total, pois tratam-se de compostos iônicos*):



Observaremos nesse caso um aumento na concentração de íons $(\text{CH}_3\text{COO})^-$ em solução, ou seja, uma perturbação no sistema que estava inicialmente em equilíbrio. Consequentemente, o equilíbrio de ionização será deslocado no sentido dos reagentes. O mesmo efeito seria reparado em uma solução de base fraca se a ela fosse adicionado um sal da própria base.

Assim, podemos dizer que:

O acréscimo de um íon comum a um ácido ou base em solução diminui o seu grau de ionização.

No entanto, note que o efeito do íon comum não é restrito a equilíbrios iônicos. Sempre que for adicionado um íon comum a uma solução que está em equilíbrio, ele será deslocado de acordo com o princípio de Le Chatelier.

EFEITO DO ÍON NÃO COMUM

O deslocamento do equilíbrio iônico pode ocorrer também pela adição de um íon que reaja com um dos participantes do equilíbrio. Nesse caso, haveria uma diminuição da concentração do íon que reagiu.



Então ocorreria, de acordo com o Princípio de Le Chatelier, o deslocamento do equilíbrio na direção da formação dele.

Note que a reação do sistema nessa situação é a mesma no caso em que um dos componentes em equilíbrio é retirado, que foi comentado no capítulo 3 da apostila de Equilíbrio Químico. Por exemplo, se temos uma solução com o equilíbrio:



E adicionamos uma base iônica qualquer, que sofre dissociação iônica:

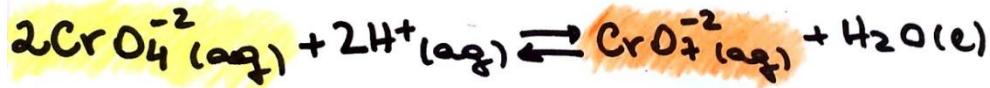


Os íons $(\text{OH})^-$ da base neutralizarão os íons H^+ do ácido segundo a reação:



O efeito no equilíbrio nesse caso é equivalente à retirada de H^+ do primeiro equilíbrio: conforme o princípio de Le Chatelier, ocorrerá deslocamento para a direita (lado dos produtos). Em outras palavras, a dissociação do ácido aumentará.

Outro exemplo é o equilíbrio entre o íon cromato $(\text{CrO}_4)^{2-}$, de cor amarela, e o íon dicromato $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$, cujo tom é alaranjado:



A adição de qualquer ácido de Arrhenius - espécie que libera H^+ em solução aquosa - a uma solução em que exista esse equilíbrio desloca-o

para a direita, pois ocorre o efeito do íon comum. Nessa circunstância, veremos a solução tornar-se alaranjada.

Por outro lado, a introdução de uma base de Arrhenius - espécie que libera $(OH)^-$ em solução aquosa - faz com que o equilíbrio se desloque no sentido de $(CrO_4)^{2-}$, pois ocorre o efeito do íon não comum (reação de neutralização do H^+ pelo $(OH)^-$, formando H_2O). Nessa conjuntura, observaremos a solução adquirir tom amarelo.

EQUILÍBRIO IÔNICO DA ÁGUA E ESCALA DE PH

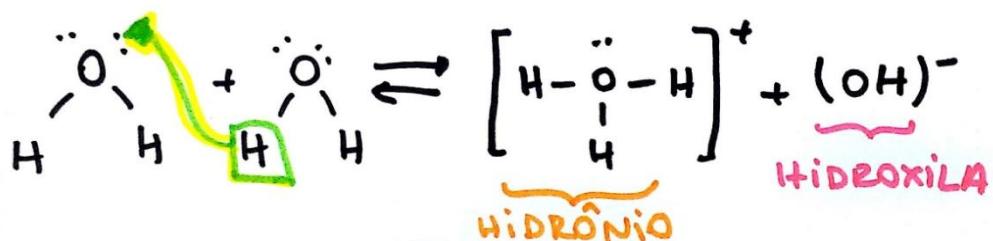
Entender o caráter ácido-básico das substâncias químicas é muito importante para compreender a sua reatividade. Assim, vamos recordar brevemente como ácidos e bases reagem?

Segundo a Teoria de Arrhenius, ácidos são as substâncias que, em soluções aquosas, por ionização, produzem H^+ . Já as bases produzem $(OH)^-$ por dissociação iônica (exceto o NH_3 , que sofre ionização, já que é uma base molecular). No entanto, existem também teorias modernas que explicam as características de ácidos e bases (teoria de Brönsted-Lowry e teoria de Lewis).

Tendo isso em vista, vamos nos dedicar, neste capítulo de nosso estudo, a entender como é medido o caráter ácido - base de soluções aquosas.

PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA

Diversas observações experimentais, como medidas de condutibilidade elétrica, mostram que a água, quando pura ou quando usada como solvente, se ioniza numa extensão muito pequena. Consequentemente, ela origina o seguinte equilíbrio, conhecido como auto-ionização da água ou equilíbrio iônico da água:



Apesar da primeira representação simbolizar melhor o mecanismo da reação, este equilíbrio é usualmente escrito como:



Note que as representações H^+ e $(\text{H}_3\text{O})^+$ são equivalentes. Entretanto, enquanto a primeira é mais próxima do fenômeno real, a segunda é mais simples.

Assim como os outros equilíbrios vistos até aqui, a constante do equilíbrio iônico da água pode ser representada por:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \approx \underline{\underline{1,8 \cdot 10^{-16}}} \text{ (25°C)}$$

Como o grau de ionização da água pura é extremamente baixo ($\approx 1,8 \cdot 10^{-9}$) - ou seja, de cada 555.000.000 de moléculas de água, apenas uma se ioniza - pode se assumir que a concentração de água é constante:

$$\underbrace{K \cdot [\text{H}_2\text{O}]}_{\text{CONSTANTE (K}_w\text{)}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Essa constante é chamada produto iônico da água (K_w). Note que a letra w vem do termo em inglês “water”. Se considerarmos a densidade da água pura igual a 1 g/mL, podemos afirmar que, em um 1 litro de água:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{18} = 55,5 \text{ mols}$$

$$\text{EM UM LITRO DE ÁGUA: } [\text{H}_2\text{O}] = \underline{\underline{55,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}}$$

Substituindo essa expressão na representação de K_w , temos:



$K_w = K \cdot [H_2O]$, ENTÃO:

$$K_w = 1,81 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$K_w = 10^{-14} \frac{\text{mol}}{\text{L}} (25^\circ\text{C}) //$$

Conforme as demais constantes cinéticas, K_w sofre variações apenas com mudanças na temperatura. Olhe os exemplos abaixo:

TEMPERATURA	K_w
0 °C	$0,11 \cdot 10^{-14}$
25 °C	$1 \cdot 10^{-14}$
40 °C	$3 \cdot 10^{-14}$
100 °C	$51,3 \cdot 10^{-14}$

A partir desse raciocínio, podemos dizer que:

- ✓ Em soluções aquosas ácidas, teremos em maior quantidade os íons H^+ , já que os íons H^+ liberados pelo ácido se somarão aos poucos H^+ da água. O aumento da concentração de H^+ desloca o equilíbrio iônico da água no sentido de formação da água pura. Consequentemente, teremos menor concentração de íons $(OH)^-$.
- ✓ Em soluções básicas, ocorre o fenômeno análogo. Assim, a concentração de íons $(OH)^-$ é maior que a de íons H^+ . Resumindo:



$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

 COMO K_w É CONSTANTE (SÓ VARIA COM T)

* SE $[H^+]$ AUMENTA PARA MANTER CONSTE $[OH^-]$ DIMINUI

OU SEJA → AUMENTA O CARÁTER
ÁCIDO
DIMINUI O CARÁTER
ALCALINO

* SE $[OH^-]$ AUMENTA PARA MANTER CONSTE $[H^+]$ DIMINUI

OU SEJA → AUMENTA O CARÁTER
ALCALINO
DIMINUI O CARÁTER
ÁCIDO

- ✓ Em soluções neutras, a concentração de íons H^+ é idêntica a de íons $(OH)^-$. À temperatura de 25 °C, seu valor corresponde a $1 \cdot 10^{-7}$ mol/L. Essas afirmações se justificam através da análise de K_w (lembre-se que ele só varia com mudanças de temperatura):

$$\text{SE } [H^+] = [OH^-] \rightarrow K_w = 2[H^+]^2 = 10^{-14}$$

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

A partir dos conceitos aprendidos até aqui, podemos resolver a seguinte questão:

(UFBA) Um determinado produto de limpeza, de uso doméstico, é preparado a partir de $2,5 \cdot 10^{-3}$ mol de NH_3 para cada litro de produto. A 25 °C, esse produto contém,



dentre outras espécies químicas, $1 \cdot 10^{-10}$ mol/L de H^+ (aq). Considere que a equação de ionização da amônia em água é:



Calcule, em porcentagem, o grau de ionização da amônia nesse produto.

DADOS: $[\text{NH}_3]_{\text{INICIAL}} = 2,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

ENTA $[\text{H}^+]_{\text{EQUILÍBRIOS}} = 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
 25°C

$$\text{SE: } K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} \xrightarrow{\text{APLICANDO}} [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-10}} = 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{PELO EQUILÍBRIO: } \frac{\gamma_{\text{EQ. OH}^-}}{\gamma_{\text{EQ NH}_3 \text{ DISSOLVIDOS}}} = 10^{-4}$$

$$\alpha = \frac{\text{MOLS DISSOLVIDOS}}{\text{MOLS INICIAIS}} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\alpha_{\text{NH}_3} = \frac{10^{-4}}{2,5 \cdot 10^{-3}} = 0,04 \text{ OU } 4\%$$

ESCALA DE PH

O responsável pela criação dessa notação, amplamente usada até hoje, é o químico dinamarquês Sørensen, que a propôs em 1909. Embora ela pareça complicada, sua ideia é facilitar a representação da acidez de um meio aquoso. Afinal, por que apresentá-la por meio da concentração de íons H^+ , já que seus valores são, geralmente, potências negativas de 10?

Para continuarmos nossos estudos, você vai precisar saber aplicar algumas propriedades de cálculos envolvendo logaritmos. Aqui vai uma revisão mega rápida:

$$\text{LOG DO PRODUTO: } \log(a \cdot b) = \log a + \log b$$

$$\text{LOG DO QUOCIENTE: } \log\left(\frac{a}{b}\right) = \log a - \log b$$

$$\text{LOG DE UMA POT.: } \log a^b = b \cdot \log a$$

$$\text{LOG DE UMA RAIZ: } \log \sqrt[b]{a} = \frac{\log a}{b}$$

Objetivando a simplificação da expressão da acidez de soluções aquosas, Sørensen definiu que:

$$\underline{\text{SE}} \quad K_w = [H^+] [OH^-] = 10^{-14} \text{ (25°C)}$$

$$\text{APLICANDO LOG: } \log [H^+] + \log [OH^-] = -14$$

$$\times(-1): -\log [H^+] - \log [OH^-] = 14$$

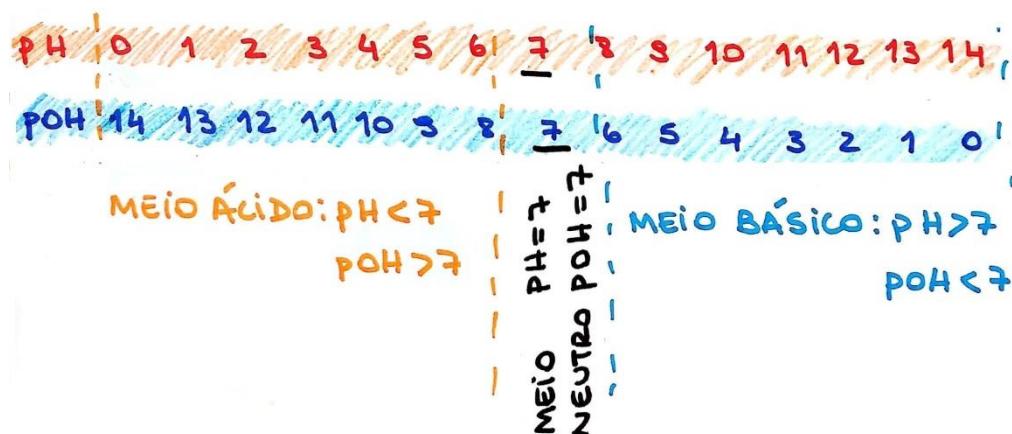
$$P = -\log, \text{ ENTÃO: } P_H + P_{OH} = 14$$

Agora, podemos resumir os conceitos aprendidos da seguinte forma:



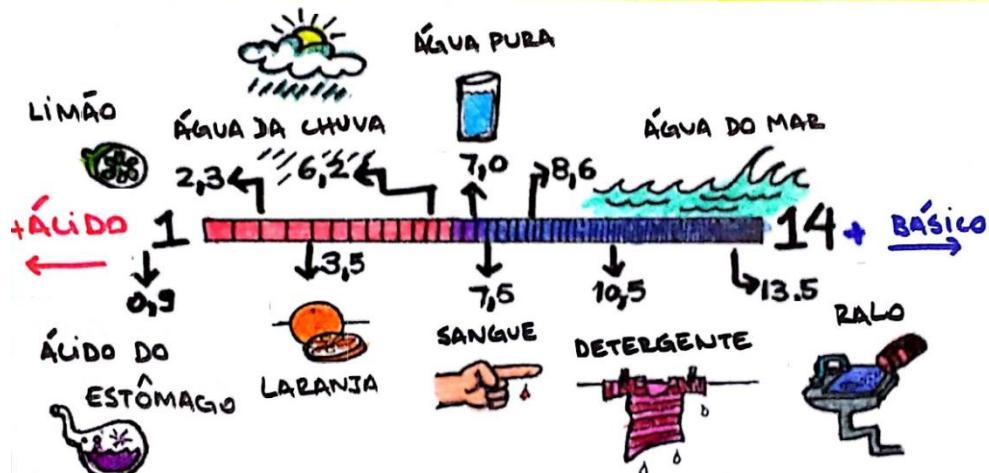
$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] \\ \text{pOH} &= -\log [\text{O}_4^-] \end{aligned} \quad \left. \right\} \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

A escala de pH auxilia, portanto, na medição da acidez ou basicidade de uma solução. Ainda que a escala de pH seja usada com muito mais freqüência que a escala de pOH, em algumas situações podemos encontrar a expressão da acidez em termos da potência hidroxiliônica.



Note que quanto maior a concentração de íons H^+ , maior será o caráter ácido da solução e menor será o valor de pH correspondente. Analogamente, quanto maior o caráter básico da solução, menor será a concentração de íons H^+ e maior o valor do respectivo pH.

Na figura abaixo, temos o valor de pH usual para substâncias de nosso cotidiano:

pH APROXIMADO DE ALGUMAS SUBSTÂNCIAS COMUNS

Em consequência do uso da notação do pH, a letra “p” minúscula passou a significar, em química, a operação $-\log$. Dessa forma, são usuais as expressões:

$$pK_w = -\log K_w = -\log 10^{-14} \text{ (PARA A ÁGUA)}$$

$$pK_a = -\log K_a \text{ (PARA ÁCIDOS)}$$

$$pK_b = -\log K_b \text{ (PARA BASES)}$$

Podemos, agora, aplicar o que aprendemos no seguinte exercício:

(PUC-MG - adaptada) A concentração hidrogeniônica do suco de limão puro é 10⁻² mol/L. Qual é o pH de um refresco preparado com 30 mL de suco de limão e água suficiente para completar 300 mL?



NA DILUIÇÃO: $n_1 = n_2$
ENTÃO: $V_1 M_1 = V_2 M_2$ L número de mols

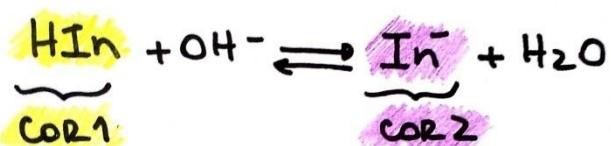
$$30 \cdot 10^2 = 300 \cdot [H^+]$$

$$[H^+] = 10^3 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+] = 3, //$$

INDICADORES ÁCIDO - BASE

Indicadores ácido-base são substâncias cuja coloração muda de acordo com o pH do meio em que se acham dissolvidas. Esse comportamento é atribuído ao caráter de ácido fraco (ou de base fraca) que possuem. Se, por exemplo, o indicador for um ácido fraco (representado na equação abaixo pelo símbolo HIn), teremos:



Assim, um bom indicador deve ter a 1^a e a 2^a cores bem diferentes, de modo que seja facilitada a percepção da mudança de cor. Ainda, a transição entre as duas cores deve ser rápida. Ou seja, um excesso de qualquer base precisa deslocar o equilíbrio facilmente para os produtos, gerando a segunda cor; analogamente, um excesso de qualquer ácido deve deslocar o equilíbrio prontamente para a esquerda, originando a primeira cor.

Dependendo do indicador escolhido, a mudança de cor (chamada de viragem do indicador) ocorre numa faixa de pH diferente.





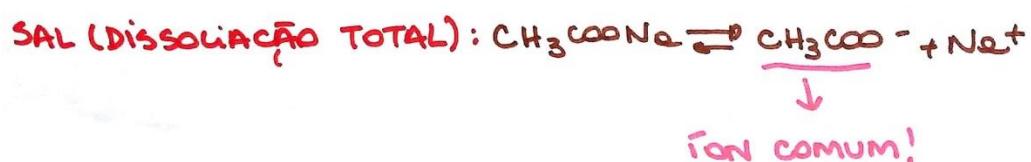
Indicadores	0	2	4	6	8	10	12	14
Tornassol								
Azul-de-bromotímol								
Fenolftaleína								

- ✓ Nota: a fenolftaleína é incolor em soluções com pH ácido. A representação acima mostra a cor branca, mas uma solução com este indicador seria translúcida , caso nenhum outro componente apresentasse cor.

SOLUÇÕES TAMPÃO

Soluções-tampão podem ser formadas por um ácido fraco e seu sal correspondente ou uma base fraca e seu respectivo sal. Sua composição constitui um equilíbrio que garante à solução-tampão a propriedade de não sofrer variações de pH quando são adicionadas a ela pequena quantidade de ácido ou de base, mesmo que fortes.

Um exemplo de solução tampão é a formada pelo ácido acético (CH_3COOH , de caráter fraco) e seu sal acetato de sódio (NaCH_3COO):



Quando um ácido qualquer é adicionado a essa solução, ele provoca o deslocamento do equilíbrio de ionização no sentido de formação do CH_3COOH (representado pela primeira equação). No entanto, não há mudança no valor de pH já estabelecido na solução, pois o sal completamente dissociado (representado pelo equilíbrio da segunda equação) garante que não faltarão íons CH_3COO^- para serem consumidos juntamente com os íons H^+ adicionados.



No entanto, é claro que o efeito tamponante é limitado: se a quantidade de ácido for suficientemente grande para consumir todo os íons CH_3COO^- em solução (gerados a partir da ionização do ácido e da dissociação do sal) ocorrerá diminuição do pH. Para um tampão formado entre uma base fraca e seu sal, temos o mesmo mecanismo de equilíbrio ($\text{NH}_4\text{OH}/\text{NH}_4\text{Cl}$, por exemplo).

Existem diversos tipos de soluções tampão, cada uma adequada para regular o pH a um valor diferente. Quando uma solução consegue resistir a variações de pH, diz-se que ela está “tamponada”. Essa tecnologia é de grande importância para processos biológicos.

No caso dos alimentos industrializados, as soluções tampão conservam a acidez de sua constituição por mais tempo frente às perturbações do ambiente (umidade e oxigênio do ar, por exemplo). Isso evita que microrganismos responsáveis pela decomposição, como fungos e bactérias, se desenvolvam. Isso ocorre porque a faixa de pH necessária para proliferação desses seres vivos também é restrita.

Outro exemplo interessante de atuação das soluções tampão é o organismo de mamíferos, como nós. Dentro de nossas células acontecem um número incontável de reações químicas por segundo, sendo que a maior parte delas requer faixa de pH adequada para ocorrer. Sendo assim, o corpo dos mamíferos têm acidez controlada através de seus fluidos, que são, em geral, soluções-tampão. O sangue é o principal exemplo: na sua parte aquosa (chamada de plasma sanguíneo) atuam diversos tampões, em especial os pares $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ e $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$.

HIDRÓLISE DE SAIS

Soluções de sais podem ter caráter ácido, básico ou neutro, dependendo dos íons que os constituem. Para iniciar nosso estudo, consideremos os compostos HCl e HCN (um ácido forte e um fraco, respectivamente) e também as substâncias NaOH e NH₄OH (uma base forte, uma fraca e uma base forte, nesta ordem). As bases e os ácidos escolhidos podem ser combinados de quatro formas diferentes, dando origem a diferentes sais. Vamos analisar o comportamento deles em solução?

- ✓ **1º Sal: NaCN.** Este sal é formado por um ácido fraco e uma base forte. Quando em solução aquosa, este sal sofre dissociação iônica completa:

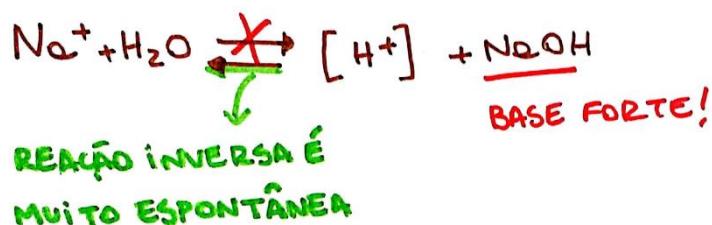


No entanto, evidências mostram que o íon $(CN)^-$ reage em equilíbrio com a água, em uma reação chamada de **hidrólise do íon $(CN)^-$** (note que o nome se refere a quebra da molécula de água):



O ácido formado nesse caso é o HCN, de caráter fraco. Assim, as **reações direta e inversa ocorrem simultaneamente em equilíbrio**. Devido ao aumento dos íons hidroxila, o pH da solução sofre elevação.

Por outro lado, o íon Na^+ poderia também reagir com a água, em uma reação que liberaria íons H^+ . Nesse caso, a base formada seria a NaOH, que sofre dissociação completa em solução aquosa:



Note que, nessa situação, a base formada tem caráter muito forte. Desse modo, a reação inversa é muito mais espontânea que a direta: **não se estabelece um equilíbrio**. Por isso, a reação ocorre no sentido inverso, mantendo em solução Na^+ e H_2O . Em outras palavras, a hidrólise em íons provenientes de bases fortes, **não ocorre**. Consequentemente, esses íons (como o Na^+) não provocam alteração no pH do meio.

- ✓ **2º Sal: NH_4Cl .** Esse sal é originado por uma base fraca e um ácido forte. Em solução aquosa, ele sofre dissociação iônica completa:



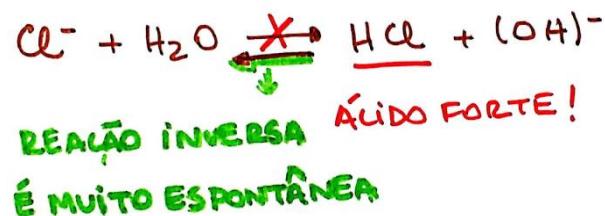
Contudo, observações também sinalizam que o íon $(NH_4)^+$ reage em equilíbrio com a água, sofrendo hidrólise:





Analogamente ao exemplo anterior, teremos nessa situação um aumento dos íons H^+ e consequente diminuição do pH da solução, uma vez que a reação direta e inversa ocorrem em equilíbrio.

Ademais, o íon Cl^- não sofrerá hidrólise, por uma razão similar a do íon Na^+ :



O processo resultaria em HCl , um ácido forte praticamente 100 % ionizado em H^+ e Cl^- , logo, a reação ocorre no sentido inverso, preservando em solução Cl^- e H_2O . Isto é, a hidrólise em íons originados de ácidos fortes não acontece. Dessa forma, podemos afirmar que:

Hidrólise salina é o nome da reação em que o cátion e/ou ânion originado(s) de um sal reage(m) com a água. Somente cátions de base fraca e ânions de ácido fraco sofrem hidrólise apreciável. O processo resulta em alteração do pH da água.

- ✓ 3º Sal: $NaCl$. Como ele é gerado a partir de ácido forte e de base forte. Não ocorre hidrólise do cátion ou do ânion. Por consequência, o meio permanece neutro.
- ✓ 4º Sal: NH_4CN . Esse sal é proveniente de um de ácido fraco e de base fraca. Ocorre a hidrólise do cátion (como no 1º sal) e do ânion (como no 2º sal). O ácido e base gerados nas reações são fracos. Nesse caso, devemos analisar o valor de K_a do HCN ($4,9 \cdot 10^{-10}$) e o de K_b do NH_4OH ($1,8 \cdot 10^{-5}$). Como $K_b > K_a$, a base formada é menos fraca que o ácido. Como resultado, a solução aquosa do sal será básica ($pH > 7$). Caso a relação encontrada fosse contrária ($K_b < K_a$) a solução seria ácida ($pH < 7$).

Podemos usar o exemplo dado para generalizar três situações:

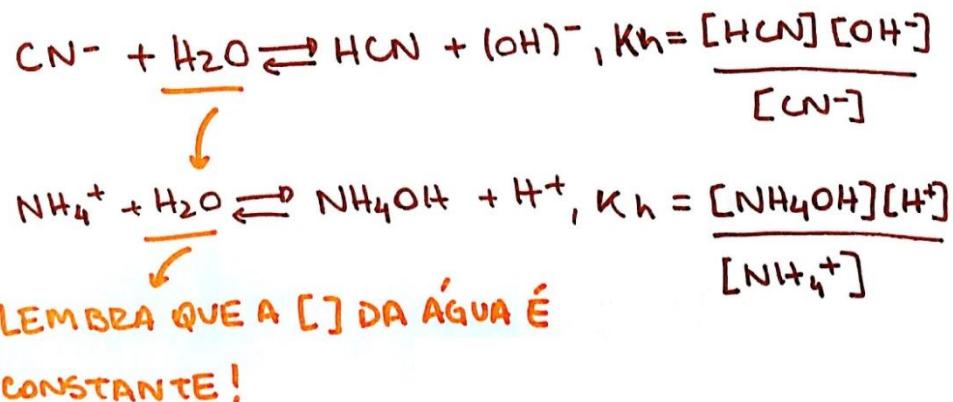
- Soluções salinas **básicas**: sal tem **ânion de ácido fraco e cátion de base forte**.
- Soluções salinas **ácidas**: sal tem **ânion de ácido forte e cátion base fraca**.
- Soluções salinas **neutras**: sal tem **ânion de ácido forte e cátion de base forte**.

CONSTANTE DE HIDRÓLISE

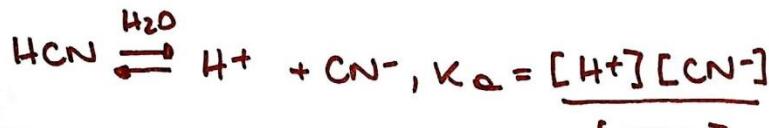
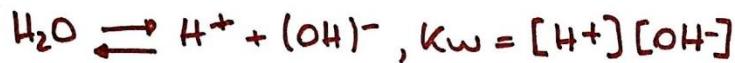
Assim como nas reações de ionização de ácidos e bases, chamamos o grau de equilíbrio (α) na reação de hidrólise de grau de hidrólise, sendo:

$$\alpha = \frac{\text{QUANTIDADE DE MOLS QUE SOFREU HIDRÓLISE}}{\text{QUANTIDADE INICIAL DE MOLS}}$$

Já a constante de equilíbrio para essas reações é denominada constante de hidrólise (K_h):



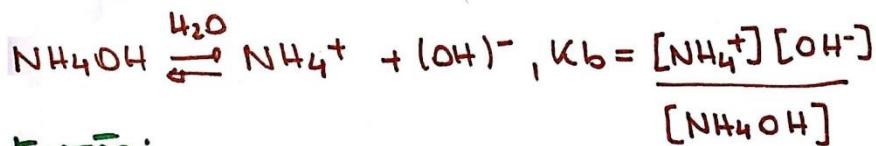
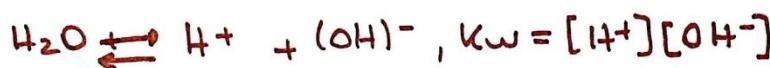
A constante de hidrólise pode também ser calculada a partir da constante de ionização do ácido ou da base que origina o íon em equilíbrio (K_a ou K_b) e a constante de hidrólise. Veja a dedução para os exemplos anteriores:

ENTÃO:

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

 K_h DO HCN!Assim:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

ENTÃO:

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

 K_h DO NH_4^+ !Assim:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Note que essa expressão facilita o entendimento do comportamento de ácidos e bases fracas em solução aquosa. Quanto menor a força do ácido (ou da base), menor será o valor de K_a (ou K_b); consequentemente, o valor de K_h será maior. Dessa forma, a hidrólise ocorrerá com maior intensidade. Ou seja:





PARA SABER MAIS!

Sites:

- ✓ ClicRBS - <http://dc.clicrbs.com.br/sc/estilo-de-vida/noticia/2016/07/confira-os-riscos-de-5-remedios-que-a-maioria-das-pessoas-consume-6954837.html>

Para saber mais riscos ligados à ingestão de medicamentos e o que a acidez e basicidade tem a ver com isso.

- ✓ Interações medicamentosas - <http://interacoesmedicamentosas.com.br/imabsorc.php>

Para conhecer mais sobre a influência da acidez nos medicamentos. Talvez esse site tenha termos um pouco acadêmicos, mas o google está aí para isso! ;)

- ✓ Globo Educação - <http://educacao.globo.com/artigo/o-tratamento-da-agua.html>
- ✓ Celulose Online - <http://celuloseonline.com.br/tratamento-de-efluentes-david-charles-meissner-a-importancia-de-controlar-o-ph-no-tratamento-de-efluentes/>

Para entender o equilíbrio iônico do tratamento de águas e

efluentes!!

- ✓ O Conceito de Soluções Tampão -
<http://qnesc.sbj.org.br/online/qnesc13/v13a04.pdf>

Para estudar mais sobre o princípio de funcionamento das soluções tampão!

- ✓ Cola da Web
<http://www.coladaweb.com/biologia/bioquimica/enzimas-industriais>
- ✓ Brasil Escola - <http://brasilescola.uol.com.br/biologia/enzimas.htm>

Quer saber mais sobre enzimas e suas aplicações? Esses dois site são um começo para a sua pesquisa!

- ✓ Brasil Escola - <http://brasilescola.uol.com.br/quimica/teorias-acidobase-arrheniusbronstedlowry-lewis.htm>

Para conhecer melhor as teorias modernas de ácidos e bases. :)

- ✓ Mundo Educação
<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/equilibrio-quimico-lentes-fotossensiveis.htmlink>

Para saber o que é o mecanismo que muda a cor das lentes fotossensíveis :)

- ✓ Mundo Educação - <http://brasilescola.uol.com.br/quimica/equilibrio-quimico-refrigerante-no-estomago.htm>

Para entender o equilíbrio químico dos refrigerantes!

REFERÊNCIAS

FELTRE, R. Química: volume 2. 6º edição. São Paulo: Moderna, 2004.

USBERCO, J. SALVADOR, E. Química: volume único. São Paulo: Saraiva, 2002.

PERUZZO, F. CANTO, E. Química na abordagem do cotidiano: volume 2. São Paulo : Moderna, 2003

PARTE III

QUÍMICA

02

ELETROQUÍMICA

meSalva!

ELETROQUÍMICA

Fala, galera do Me Salva!, tudo certo?

Hoje em dia, nos vemos extremamente dependentes de **aparelhos eletrônicos**, concorda? Cada vez mais, estamos fora de casa, então também há a necessidade de que esses aparelhos sejam **portáteis**, e com isso precisamos de geradores de eletricidade portáteis.

Intuitivamente, a palavra **eletroquímica** nos leva a relacionar elétrons e química, e é isso que vamos estudar aqui. Vamos ver quando e como acontecem trocas de elétrons entre átomos e íons nas reações químicas, que chamamos de **reações de oxirredução**. Veremos também, como é o funcionamento de pilhas e baterias, que vão fornecer a energia elétrica que precisamos.

Bora lá!

OXIDAÇÃO E REDUÇÃO

Historicamente, as reações de oxirredução eram aquelas que envolviam oxigênio, sendo oxidação quando este era consumido e redução quando era liberado, mas depois se descobriu que essas reações também acontecem sem a presença de oxigênio, e então passamos a estudar a **oxidação como a perda e a redução como o ganho de elétrons**. Essas reações vão acontecer sempre simultaneamente, pois ao mesmo tempo em que um átomo ou íon está doando elétrons, outro está recebendo esses elétrons.

Vamos ver o exemplo da ferrugem:



Quando acontece essa reação, na verdade temos duas semi-reações acontecendo simultaneamente:



Olhando para as semi-reações, podemos ver que o ferro doou elétrons, ou seja, ele **sofreu uma oxidação**. Como ao doar elétrons esse elemento fará algum outro se reduzir(nesse caso o oxigênio), chamamos ele de **agente redutor**. Já o oxigênio recebeu elétrons, portanto **sofreu redução** e, de maneira análoga, fez um outro elemento se oxidar(o ferro), então ele é um **agente oxidante**.

- ✓ Oxidar: doar elétrons
- ✓ Reduzir: receber elétrons
- ✓ Agente oxidante: elemento ou substância que provoca oxidação
- ✓ Agente redutor: elemento ou substância que provoca redução
- ✓ Reação de oxirredução: reações com transferência de elétrons

Veja este exemplo:



O zinco doa elétrons para o cobre, portanto ele se oxida e é um agente redutor. Já o cobre recebe elétrons, então ele se reduz, entretanto, o agente oxidante é o sulfato de cobre (CuSO_4), é ele que provoca a oxidação, e não apenas o cobre.

Na apostila **Tabela Periódica**, você encontrará um capítulo sobre **número de oxidação - NOX**. Lá está bem explicadinho como determinar o NOX dos elementos e compostos.

BALANCEAMENTO DE REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO

Nós já estudamos que nas reações químicas nada se perde, por isso fazemos balanceamento de reagentes e produtos. Pois bem, reações de oxirredução são reações químicas e também necessitam de balanceamento, porém esse ajuste tem que ser coerente com a transferência de elétrons, ou seja, todos os elétrons doados por um elemento devem ser recebidos por um (ou mais) outro(s) elemento(s).

Aqui nossa ideia fundamental é:

A quantidade de elétrons cedida pelo agente redutor deve ser igual à quantidade de elétrons recebida por aquele que se reduz.

Olha esse exemplo:



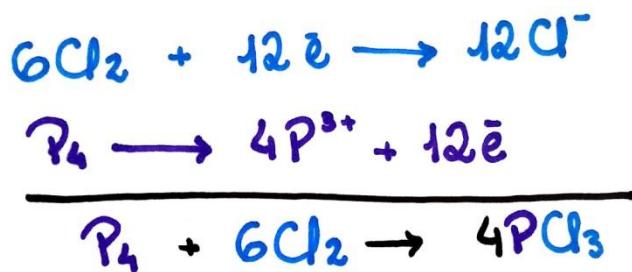
A quantidade de átomos antes e depois da reação não está balanceada. Vamos ver quais são as semi-reações:

- ✓ semi-reação de redução:



✓ semi-reação de oxidação:

Com as semi-reações, vimos que o fósforo está doando 12 elétrons, portanto o cloro precisa receber esses 12 elétrons, ou seja, precisamos de 6 Cl₂, e assim nossa reação fica balanceada.

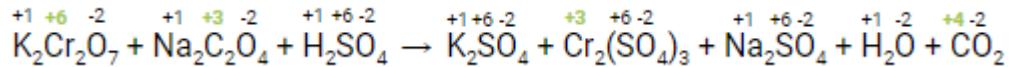


Agora um exemplo um pouco mais complexo, para ver que é tranquilo também:

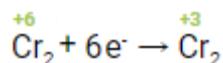
Segue a reação:



Você deve estar apavorado sem saber pra onde correr, calma! Vamos primeiro olhar os NOX...

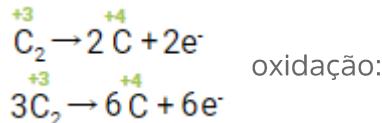


Você percebe que apenas o cromo e o carbono estão mudando de NOX? Então vamos ver as semi-reações deles:

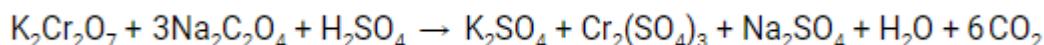


- ✓ semi-reação de redução:

- ✓ semi-reação de

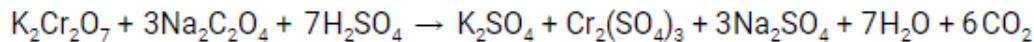


Assim as duas semi-reações estão com 6 elétrons envolvidos, então vamos usar esses coeficientes para balancear a reação global:



Cromo e carbono estão平衡ados, agora é só fazer a contagem e o acerto de coeficientes para os outros elementos. Atenção: a proporção que foi estabelecida entre os elementos que estão na reação de oxirredução deve ser mantida, pois ela equilibra o balanço de elétrons.

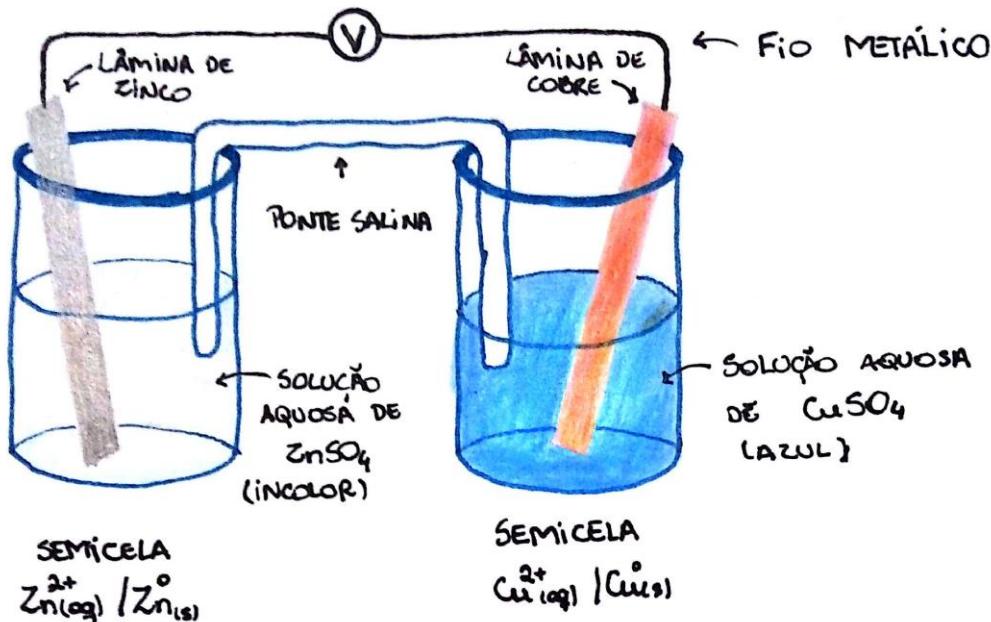
Por fim, os coeficientes corretos para essa reação são:



É tranquilo, certo? O importante é dar atenção às semi-reações para fazer um correto balanceamento dos elétrons.

PILHAS

Em 1836, John Daniell construiu uma pilha que até hoje é o melhor exemplo para começarmos a estudar esse assunto. O esquema é o seguinte:



Essa pilha consiste em dois eletrodos: em um dos bêqueres tem uma placa de zinco mergulhada numa solução de sulfato de zinco ($ZnSO_4$), no outro bêquer tem uma placa de cobre mergulhada numa solução de sulfato de cobre ($CuSO_4$). Além de um fio metálico ligando as duplas placas, nós temos uma ponte salina ligando as duas soluções, já vamos entender melhor a função de cada um.

Primeiro a reação que está acontecendo:

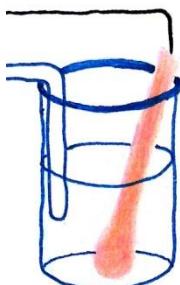


Que podemos analisar como semi-reações:

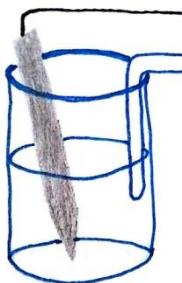


Com o passar do tempo, a solução de $CuSO_4$, que tem uma coloração azul intensa, começa a ficar mais clara, pois os íons cobre que estavam em solução (e

que dão cor) foram reduzidos à cobre metálico e se depositaram sobre a chapa de cobre. Por que sobre a chapa? Porque é por ela que os elétrons “estão chegando”.



Já a placa de zinco diminui de tamanho, isso porque o zinco metálico que constituía a placa foi oxidado à Zn^{2+} e esse ficou em solução.



Daí vem a pergunta: se estamos formando íons Zn^{2+} , a solução de $ZnSO_4$ não vai ficar com excesso de cargas positivas? E, de forma semelhante, estamos retirando íons Cu^{2+} da solução de sulfato de cobre, então essa está ficando carregada negativamente? A resposta é sim e isso rapidamente causaria a interrupção das reações. É aí que entra a importância da ponte salina, pois ela é um tubo de vidro contendo dentro uma solução de sal e as duas extremidades desse tubo são fechadas com chumaço de algodão, permitindo assim a passagem de íons de uma solução para a outra e equilibrando essas cargas.

E a outra pergunta que surge é: como os elétrons estão indo de um eletrodo para o outro? Isso ocorre pela presença do fio metálico que liga as placas, esse fio fecha o circuito elétrico.

Como são os elétrons que estão se movimentando e eles são cargas negativas, por convenção foi adotado que saem do polo negativo em direção ao polo positivo. Então, do eletrodo que sofre oxidação (nesse caso o zinco), estão saindo os elétrons, é o polo negativo, também chamado de ânodo. Já no eletrodo

que sofre redução, (nesse caso o cobre) os elétrons estão chegando, por isso polo positivo ou cátodo.

- ✓ Ânodo: polo negativo de onde saem os elétrons;
- ✓ Cátodo: polo positivo onde chegam os elétrons.

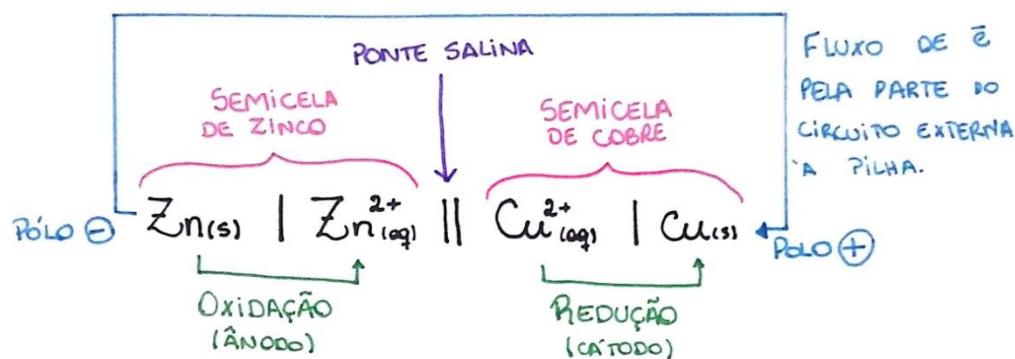
As pilhas também são chamadas de celas galvânicas e podem ser representadas esquematicamente:

substância que sofre oxidação / substância formada || íon que sofre redução / substância formada

Então podemos escrever a pilha de Daniell nessa notação:



Essa representação está nos fornecendo algumas informações, olha só:

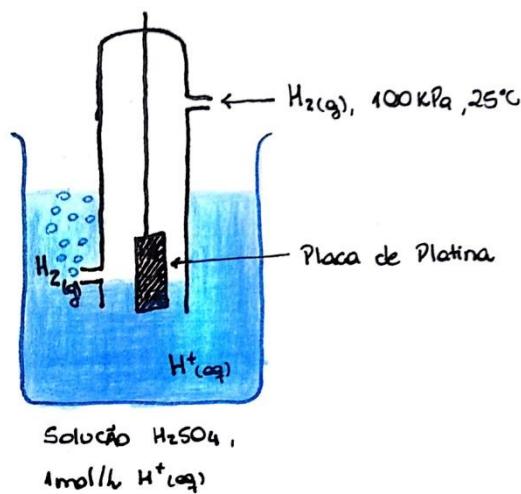


A quantidade de elétrons que passam de um lado para o outro é a corrente elétrica da pilha, que vai depender dos materiais que a constituem. Já a voltagem da pilha - também chamada de fem (força eletromotriz) - é a diferença de potencial (ddp) entre os polos. Como podemos saber essa diferença? Temos duas maneiras: adaptando um voltímetro ao sistema ou pela diferença entre os potenciais padrão dos eletrodos.

Celas galvânicas é a reação de oxirredução **espontânea** que gera corrente elétrica!!

O ELETRODO DE HIDROGÊNIO

Quando um avião está voando, sua altitude é medida em relação ao nível do mar (que é o padrão, considerado altitude zero), mesmo que esse esteja sobrevoando regiões montanhosas, ou seja, para dar valor à algumas coisas nós precisamos compará-las com um padrão. O mesmo acontece nas pilhas: para saber a ddp que uma pilha pode nos fornecer, nós precisamos saber o potencial de cada eletrodo, que é medido em relação ao eletrodo padrão, feito de hidrogênio.



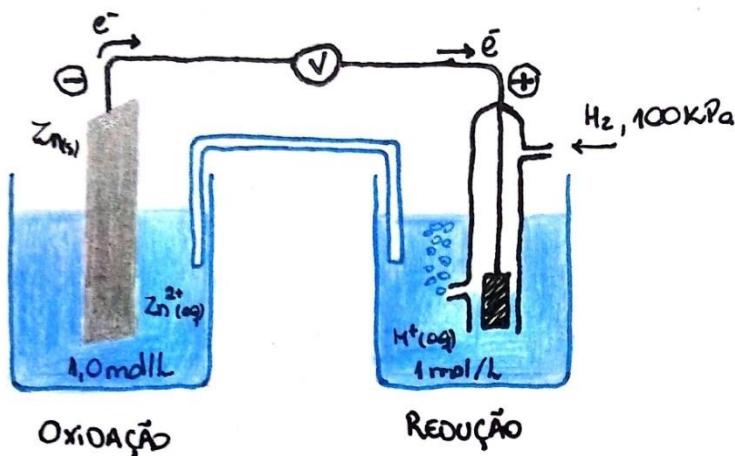
Solução H_2SO_4 ,
1 mol/l, H^+ (aq)

Esse eletrodo é constituído de uma placa de platina porosa, onde fica retido o gás hidrogênio - H_2 -, imersa em uma solução de ácido sulfúrico - H_2SO_4 - numa concentração que libera uma quantidade exata de cátions H^+ . A semi-reação que acontece é essa:

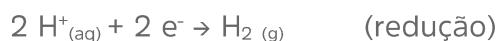


Quando esse eletrodo está submetido à 1 atm, 25°C e 1 mol/L de H^+ , convencionou-se que possui potencial zero e, a partir dele, são medidos os potenciais dos outros eletrodos que podemos ter.

Vejamos como exemplo uma pilha de zinco e hidrogênio:



As semi-reações que acontecem são:



Mas por que colocamos o zinco como ânodo e o hidrogênio como cátodo? Porque dessa maneira a ddp da pilha é 0,76V. Caso fossem invertidos os polos, esse potencial seria de -0,76V. Como foi definido que o

potencial do hidrogênio é zero, dizemos que o zinco tem potencial de oxidação=0,76V e de redução=-0,76V.

Desse mesmo modo, foi medido o potencial de diversos eletrodos encontrados na seguinte tabela:

Potencial-padrão (1,0 mol/L e 100 kPa) para algumas semicelas, a 25°C

Equação da semi-reação	E° (V)
$\text{Li}^{+}_{(\text{aq})} + \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Li}_{(\text{s})}$	-3,05
$\text{K}^{+}_{(\text{aq})} + \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{K}_{(\text{s})}$	-2,93
$\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Ca}_{(\text{s})}$	-2,87
$\text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Na}_{(\text{s})}$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Mg}_{(\text{s})}$	-2,38
$\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Al}_{(\text{s})}$	-1,68
$2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2 \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + 2 \text{OH}^{-}_{(\text{aq})}$	-0,83
$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Zn}_{(\text{s})}$	-0,76
$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Fe}_{(\text{s})}$	-0,44
$\text{Cd}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Cd}_{(\text{s})}$	-0,40
$\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Sn}_{(\text{s})}$	-0,14
$\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Pb}_{(\text{s})}$	-0,13
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Fe}_{(\text{s})}$	-0,04
$2 \text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{H}_{2(\text{g})}$	0,00
$\text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$	+0,12
$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$	+0,34
$\text{O}_{2(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 4 \text{e}^{-} \leftrightarrow 4 \text{OH}^{-}_{(\text{Aq})}$	+0,40
$\text{Cu}^{+}_{(\text{aq})} + 3 \text{e}^{-} \leftrightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$	+0,52

$I_{2(s)}$	+	e^-	\leftrightarrow	$2 I^-_{(aq)}$	+0,54
$MnO_4^-_{(aq)} + 2 H_2O_{(l)}$	+	2	\leftrightarrow	$MnO_2_{(aq)} + 4 OH^-_{(l)}$	+0,59
$Fe^{3+}_{(aq)}$	+	e^-	\leftrightarrow	$Fe^{2+}_{(aq)}$	+0,77
$Ag^+_{(aq)}$	+	2	\leftrightarrow	$Ag_{(s)}$	+0,80
$Br_2_{(l)}$	+	2	\leftrightarrow	$2 Br^-_{(aq)}$	+1,07
$O_2_{(aq)} + 4 H^+_{(aq)}$	+	e^-	\leftrightarrow	$2 H_2O_{(l)}$	+1,23
$Cl_2_{(g)}$	+	4	\leftrightarrow	$2 Cl^-_{(aq)}$	+1,36
$Au^{3+}_{(aq)}$	+	e^-	\leftrightarrow	$Au_{(s)}$	+1,42
$MnO_4^-_{(aq)} + 8 H^+_{(aq)}$	+	e^-	\leftrightarrow	$Mn^{2+}_{(aq)} + 4 H_2O_{(l)}$	+1,49
$F_2_{(g)}$	+	2	\leftrightarrow	$2 F^-_{(aq)}$	+2,87
		3			
		e^-			
		e^-			
		2			
		e^-			
		4			
		e^-			
		2			
		e^-			
		3			
		e^-			
		5			
		e^-			
		2			
		e^-			

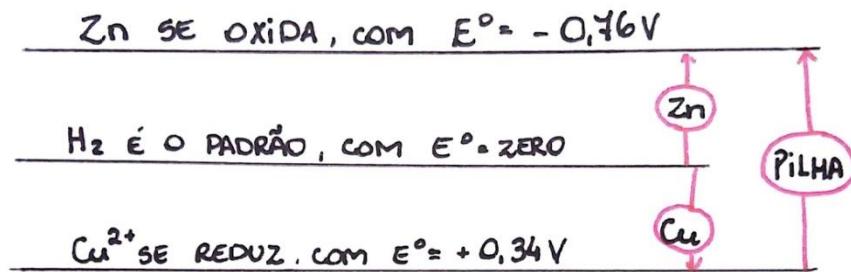
Essa tabela nos fornece as reações de redução e o potencial do eletrodo em ir para sua forma reduzida. Se pegarmos como exemplo os eletrodos usados na pilha de Daniell, temos:



Podemos ver que o cobre tem maior potencial de receber elétrons e reduzir que o zinco (o valor 0,34 é maior que -0,76), por isso, na pilha de Daniell, os elétrons vão do zinco para o cobre, ou seja, ocorrem as reações espontâneas.

Nas pilhas sempre ocorrem apenas as reações espontâneas!!

E qual vai ser o valor da ddp de uma pilha? Vamos imaginar que ela se dá da seguinte maneira:



Ou seja, a fem de uma pilha sempre se dará por:

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{reduz}} - E^\circ_{\text{oxida}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ânodo}}$$

Para a pilha de Daniell vamos ter:

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{reduz}} - E^\circ_{\text{oxida}} = 0,34 - (-0,76) = 1,10\text{V}$$

Um segundo exemplo com eletrodos que ainda não vimos:



As reações envolvidas são:



O balanceamento não é necessário no cálculo da força eletromotriz, pois não altera o valor do potencial da pilha, ele influencia no consumo dos reagentes quando ela estiver funcionando, mas não em seu potencial.

Então, calculando a ddp:

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ânodo}} = -0,44 - (-1,66) = 1,22\text{V}$$

Note que nesse exemplo, os dois eletrodos têm potencial de redução negativo em relação ao padrão, porém isso não quer dizer que eles não tenham potencial de se reduzir. Mesmo sendo valores negativos, o número -0,44 é maior que o -1,66, então a reação espontânea é a de redução do ferro.

ELETROLISE

Nós vimos exemplos do comportamento espontâneo de algumas reações de oxirredução, onde a reação química envolvia a troca de elétrons, fluxo que produz corrente elétrica. Agora vamos entender o que acontece, por exemplo, quando estamos carregando a bateria de um celular ou outra bateria qualquer.

Eletrólise é a reação de oxirredução **provocada** por corrente elétrica!!

A eletrólise é um processo não espontâneo, onde vamos usar energia elétrica para fazer uma reação química acontecer. Podemos classificar essas reações conforme o meio em que acontecem: em composto iônico fundido ou solução aquosa de eletrólito.

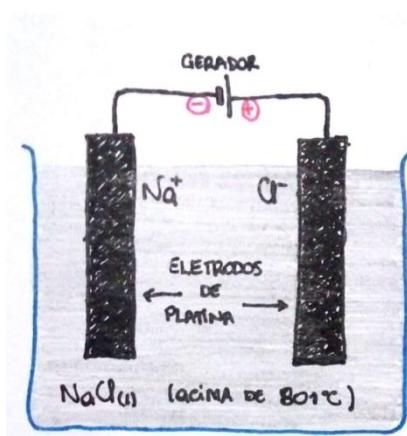
É chamada de **eletrólise ígnea** a reação química provocada pela passagem de corrente elétrica por um **composto iônico fundido**.

É chamada de **eletrólise aquosa**, a reação química provocada pela passagem de corrente elétrica por uma **solução aquosa do eletrólito**.

Vamos pegar como exemplo uma eletrólise ígnea do sal cloreto de sódio - NaCl. Pela tabela de potenciais padrão de redução, obtemos os valores de:



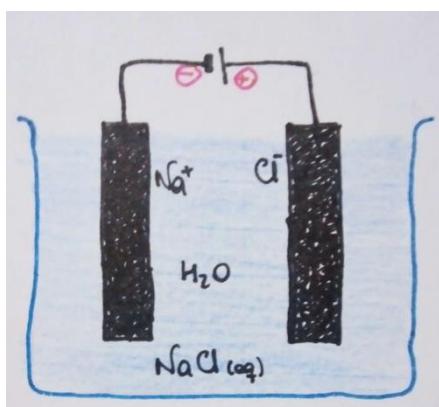
Então, em uma pilha desses eletrodos haverá a redução do cloro, pois ele tem o maior potencial de redução. Entretanto, como estamos falando em eletrólise, a corrente aplicada será no sentido não espontâneo da reação, vamos formar sódio metálico e cloro gasoso.



Estudamos que os elétrons saem do ânodo (que na eletrólise vai ser o polo positivo, pois a reação não é espontânea) em direção ao cátodo (polo negativo).

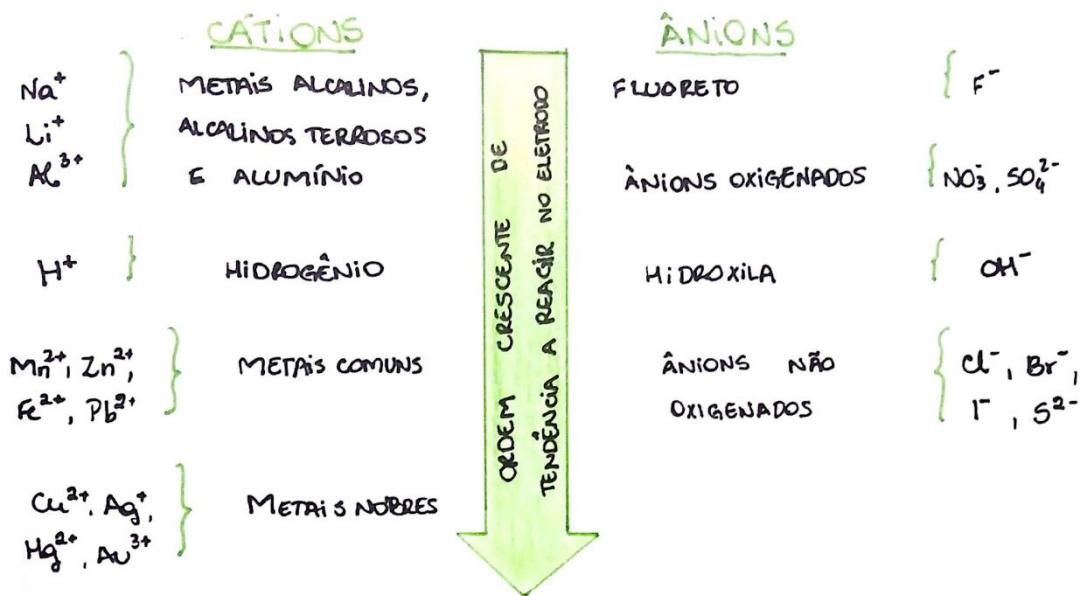
- ✓ Ânodo: polo positivo de onde saem os elétrons;
- ✓ Cátodo: polo negativo de onde chegam os elétrons.

O outro meio em que podemos ter eletrólise é em solução aquosa do eletrólito.



É muito mais fácil fazer uma eletrólise do NaCl tendo ele em solução aquosa, certo? Afinal, não precisamos aquecer a mais de 800°C para ter ele fundido. Porém, em solução aquosa existem os íons provenientes da auto-hidrólise da água, ou seja, vamos ter H^+ competindo no cátodo com o Na^+ , assim como o OH^- competindo no ânodo com o Cl^- .

Apesar de a tabela de potenciais padrão de redução nos ajudar a prever o comportamento de alguns metais na eletrólise, ela foi determinada para concentração fixa de 1 mol/L e não considera alguns erros experimentais, como o fato de o gás H₂ ficar retido no eletrodo impedindo a passagem dos elétrons. Para minimizar esses erros, foi feito um esquema para a eletrólise:



Com esse esquema podemos perceber que no nosso exemplo da eletrólise do NaCl_(aq) o íon H⁺ ganha do Na⁺ e o Cl⁻ ganha do OH⁻. Nesse caso, após a eletrólise, ficaríamos com NaOH em solução.

Como outro exemplo, temos o sal cloreto de níquel - NiCl₂. Quando colocado em eletrólise aquosa, vamos ter a competição entre os cátions H⁺ e Ni²⁺ e os ânions OH⁻ e Cl⁻. Com o esquema mostrado acima, vemos que os íons do sal vão reagir antes dos da água, ou seja, para esse caso não haveria justificativa fazer por eletrólise ígnea.

A eletrólise é muito utilizada. Você já ouviu alguém dizer que determinado objeto é cromado? Pois então, esse objeto passou por um processo de eletrólise chamado galvanoplastia, que consiste em revestir uma peça de um metal com outro, como se fosse uma pintura, mas com metais. Essa é apenas uma das aplicações possíveis.

Já as pilhas e baterias, nós reconhecemos com maior facilidade no nosso cotidiano e, como vimos, elas são constituídas de metais, que são bastante tóxicos

ao meio ambiente, por isso é importante tomarmos muito cuidado com o descarte das pilhas e baterias.

Vamos ver um resuminho?

PILHA	X	Eletrólise
Funcionamento espontâneo		Funcionamento forçado
Reação espontânea		Reação forçada
Polo negativo = ânodo → Oxidação		Polo positivo = ânodo → Oxidação
Polo positivo = cátodo → Redução		Polo negativo = cátodo → Redução
Elétrons do ânodo para o cátodo		Elétrons do ânodo para o cátodo

REFERÊNCIAS

FELTRE, Ricardo. Química: Química Geral, volume 2, 6^a edição, ed. Moderna, São Paulo, 2004.

PERUZZO. F.M.; CANTO. E.L., Química na abordagem do cotidiano, volume 2, 3^a edição, ed. Moderna, São Paulo, 2003.

FONSECA, M.R.M., Química, volume 2, 1^a edição, ed. Ática, São Paulo, 2013.

SANTOS, W. e MOL, G., Química cidadã, volume 3, 2^a edição, ed. AJS, São Paulo, 2013.

PARTE III

QUÍMICA

03

QUÍMICA NUCLEAR

meSalvo!

QUÍMICA NUCLEAR

Galerinha, aqui começa uma importante etapa na vida de vocês e já antecipo que sua vida vai mudar (provavelmente) depois de todos os conhecimentos que vamos abordar aqui, mas antes, vamos fazer uma recapitulação da história?

CONTEXTO HISTÓRICO

Vamos voltar em 1895, nesta época, os químicos sabiam da existência dos gases e os físicos sabiam que existia o átomo, mas não sabiam muito bem como ele funcionava. Além disso:

- ✓ Não existiam carros! (Havia charretes! Juro que isso é importante para o que vai vir depois);
- ✓ Não havia telefone;
- ✓ A eletricidade era muito precária;
- ✓ Laboratórios basicamente funcionavam com pilhas;
- ✓ O “Vácuo” era criado com bombas super primitivas.

Mesmo com tudo isso que eu acabei de colocar aí, foi de 1895 para 1897 que descobertas como, por exemplo, os conhecidos **RAIOS X, ELÉTRON** e **RADIOATIVIDADE** aconteceram! Incrível, não?

WILLIAM CONRAD RÖNTGEN E OS RAIOS X

Esse rapaz fez descobertas muito importantes tanto para a física quanto para a química. Ele fez muitas coisas na área da acústica, além de ter definido o número de Avogadro (Se não lembra disso, corre lá no módulo de estequiometria!).

Até 8 de novembro de 1895, ele escreveu muitos trabalhos e a maioria deles estava engavetado, mas foi com um que ele brilhou (quase que literalmente). Röntgen estava em seu laboratório às escuras, com uma válvula que envolveu em uma cartolina preta e uma placa tratada com platinocianeto de bário [BaPt(CN)₄]. Logo ele percebeu que essa placa começou a brilhar e, a princípio, não tinha motivo para isso. Então resolveu

virar a placa, afastou ela da válvula e de qualquer fonte de luz, porém a placa continuava lá, brilhando. Ele não entendeu muito bem o que estava acontecendo, mas decidiu continuar pesquisando. Colocou diversos objetos entre a placa e a válvula e eles pareciam transparentes até que sua mão escorregou em frente a válvula e “PÁ”: Ele viu seus ossos marcados na placa! Isso é ciência minha gente! Às vezes cientistas trabalham muito, em outras casualidades geram coisas magníficas.¹



Em 28 de Dezembro de 1895 ele entregou um relatório prévio de suas descobertas à sociedade físico-médica e no ano seguinte já havia sido convidado para dar inúmeras palestras sobre o assunto, mas ele negou quase todos os convites. Röntgen morreu sem definir ou criar uma teoria sobre a emissão dos raios X, mas em 1902, recebeu o Prêmio Nobel por suas descobertas.

BECQUEREL, MARIE, PIERRE E A RADIOATIVIDADE

Esse trio causou um estrondo na ciência, definitivamente. Por intermédio de uma pessoa, o trabalho de Röntgen chegou às mãos de Henri Becquerel, que estudava os efeitos de fluorescência e da fosforescência dos elementos.

¹ Ficou com curiosidade sobre fatos científicos que foram descobertos ao acaso? Dá uma olhada como Fleming descobriu a penicilina.

HENRI BECQUEREL

A família Becquerel fez história, na verdade, foi uma dinastia de Becqueréis! Por quase 80 anos, sempre houve um ou dois membros da família na universidade e todos físicos de grande renome!

Em 1886, Becquerel pegou uma chapa fotográfica e colocou várias camadas de papel preto em cima delas, quando expôs ao sol, viu que a chapa não queimou com a luz solar. Então ele pegou uma porção de sais de urânio e colocou em cima do papel preto e expôs ao sol novamente e ao revelar a chapa percebeu que onde os sais tinham ficado, havia uma mancha preta! Ele sabia que esses sais de urânio eram fosforescentes, porque o seu pai já tinha estudado sobre eles, assim ele escreveu um relatório à academia dizendo que estas substâncias penetravam o papel que era opaco a luz! Pasmem...parecia muito com os raios X, casualmente!!!!

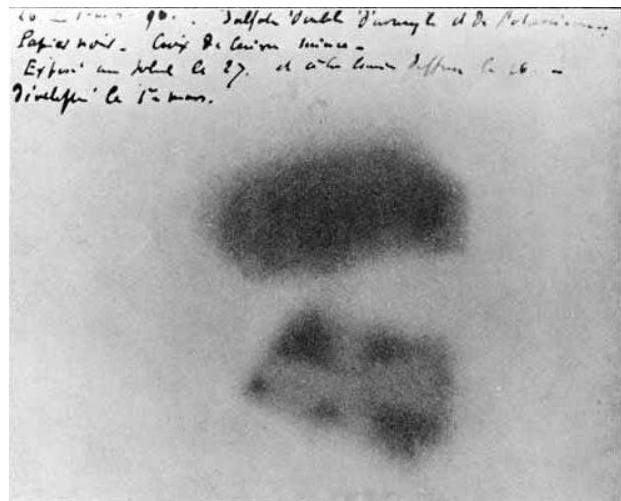


FIGURA 1: IMAGEM DAS CHAPAS REVELADAS POR BECQUEREL

Logo depois Becquerel voltou à academia para refazer seus experimentos, mas o clima tinha mudado e não estava mais ensolarado. “E daí né, como faz?” Ele simplesmente colocou tudo dentro de uma gaveta pra ver o que acontecia e percebeu que as imagens ficaram muito melhores e mais definidas sem o sol! Os sais que ele havia colocado sobre a chapa emitiam raios que eram capazes de penetrar nesse papel com ou sem luz.

Mas ninguém deu muita importância a Becquerel... nem Röntgen se empolgou com as descobertas dele.



Becquerel continuou seus estudos com o urânio, pois ele sabia que tal elemento emitia esses raios. Também estava concentrado em estudar a natureza desse fenômeno e não se ateve a outros compostos. É aí que o casal Curie entra em cena. Marie e Pierre Curie perceberam que outros elementos eram capazes de emitir os mesmos raios, como o polônio e o rádio.

MARIE CURIE



Marie Curie recebeu um prêmio Nobel de Química (1911) pela descoberta destes dois elementos, e o nome polônio nada mais é do que uma homenagem ao seu país de origem: a Polônia. Cabe ressaltar que nessa época a Polônia sofreu muitos ataques e era frequentemente dominada por um país ou outro, isso desenvolveu um sentimento de patriotismo nos seus habitantes e Marie estava incluída nesse grupo. É interessante pontuarmos a história de Marie, pois ela foi a única pessoa no mundo a receber dois prêmios Nobel em áreas científicas (Química - 1911 e Física - 1904). Isso é interessante de pontuar, porque na época as mulheres tinham poucas oportunidades de estudo e Marie conseguiu desenvolver seus estudos de forma mais avançada, pois seu pai era matemático, físico e professor da Universidade de São Petersburgo. Mas a vida de Marie não foi tão fácil, o pai perdeu sua fortuna e ela trabalhou

durante anos como governanta para auxiliar sua irmã a estudar. No fim deste processo, Marie foi para a França com cerca de 20 dólares no bolso e a vontade de estudar. Longe de casa, ela conhece Pierre.



PIERRE CURIE

Pierre era considerado, durante a sua infância, um jovem com retardo mental. O seu pai era físico e contratou um tutor para auxiliar Pierre em seus estudos quando ele tinha 14 anos e foi aí que ele aprendeu matemática e latim, mas seu pai não ligava se consideravam ele retardado ou não, deixou que Pierre se desenvolvesse e aos 16 anos ele concluiu o bacharelado em ciências. Precoce, né?

Os trabalhos de Pierre giravam em torno dos estudos de cristais e suas simetrias, ele fez grandes contribuições para esta área e era um cientista renomado por isso. Em 1985 conhece Marie, uma jovem estudante Polonesa e eles decidem se casar.



O TRIO DA RADIOATIVIDADE

Em 1897, Marie pediu ao marido uma sugestão de tema para o seu doutorado e Pierre disse que ela poderia estudar os fenômenos que Becquerel havia descoberto. Marie, então, repetiu os experimentos de Becquerel com uma aparelhagem diferente que utilizava cristais e que foi desenvolvida por Pierre, pois tal aparelho conseguia identificar a intensidade dos raios. Marie concordou com Becquerel a respeito de que a emissão desses raios era uma propriedade do urânio, mas avançou seus estudos e descobriu que outro elemento também emitia raios semelhantes: o Thório. Marie propôs que esse fenômeno se chamassem **RADIOATIVIDADE**.

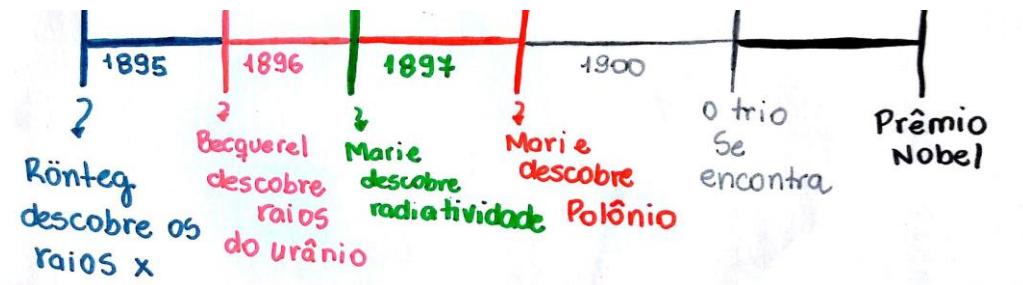
Marie não parou por aí não, hein...ela pensou que se havia outro elemento além do urânio com essa propriedade poderia haver mais! Ela buscou em uma série de minérios o mesmo fenômeno e achou. Ao testar um minério de urânio, a calcolita, ela percebeu que os raios emitidos por esse minério eram maiores do que saís de urânio, mas antes de qualquer coisa, ela fabricou a calcolita em seu laboratório e percebeu que esse composto emitia menos raios do que o minério natural e pensou: "Huum, tem alguma impureza aí dentro desse minério que está emitindo mais radiação do que o urânio!" Utilizando seu equipamento de quantificação, uns cálculos estimados e muita imaginação, ela percebeu que essa impureza deveria ser 300 vezes mais radioativa que o Urânio, ela acreditava que o minério continha menos do que 1% de massa desse elemento, ou seja, era muito pouco! Ela começou a tentar isolar esse elemento, mas percebeu que este trabalho era grande demais e sugeriu a

Pierre que ele a ajudasse a isolar esse composto e “pá”...isolaram um elemento muito mais radioativo que o Urânio e chamaram ele de **POLÔNIO**. Além disso, perceberam que esta nova substância desaparecia de forma rápida e chamaram isso de **MEIA - VIDA!**

Pierre e Marie continuaram seus estudos com os elementos radioativos e se dedicaram a isolá-los de minerais e medir sua radioatividade. Descobriram que elementos como bário, estrôncio e cálcio também possuíam tal propriedade, nessas, encontraram outro elemento através de técnicas que envolviam cristalização, eles chamaram esse novo elemento de **RÁDIO**.

Vamos pensar um pouco aqui: Lembram que lá no início da apostila eu falei sobre as condições da época? Então, os laboratórios em que Marie e Pierre trabalhavam não possuíam quase nenhum método de segurança, nem mesmo um exaustor para eliminar os vapores que saíam quando eles tentavam isolar um elemento. Em função disso, não era raro ver o casal sempre doente. Na época, não se tinha noção dos problemas que envolviam se expor à radiação. Marie vivia sempre doente, pois ela fazia a maior parte do trabalho, mas viveu até os 77 anos e morreu em função da alta exposição que teve à radiação. Nas anotações de Marie e também no seu livro de receitas, foi possível encontrar um alto nível de radiação, mesmo 50 anos depois de sua morte!

As charretes não pareciam importantes, né? Pois são...Pierre morreu antes de Marie, pois foi atropelado por uma delas! Isso causou um fato importante, pois após a morte de Pierre, Marie se envolveu em alguns casos amorosos e esses falatórios chegaram a grande parte da comunidade científica que considerava isso um absurdo na época. Marie quase não recebeu seu segundo prêmio Nobel em função disso.



Quando Becquerel, Marie e Pierre recebem o Prêmio Nobel pela descoberta da radioatividade em 1903, no seu discurso, Pierre disse:

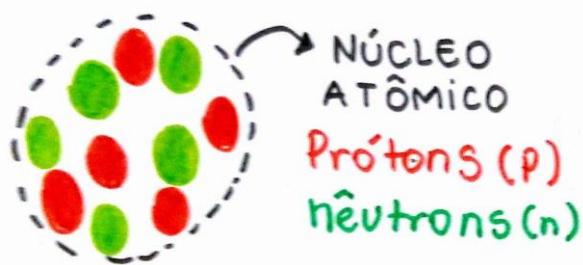
“Pode-se ainda conceber que, em mãos criminosas, o rádio venha a tornar-se bastante perigoso, e aqui podemos indagar-nos se é vantajoso para a humanidade conhecer os segredos da natureza, se

está madura para usufruir desses segredos ou se esse conhecimento lhe será nocivo. O exemplo das descobertas de Nobel é característico, os poderosos explosivos têm permitido aos homens executar tarefas admiráveis. São também um meio terrível de destruição nas mãos dos grandes criminosos que arrastam os povos para a guerra [...]” (Fonte: Discurso do Prêmio Nobel, 1903. Dos raios-x aos quarks, Emilio Segré)

Em 6 de agosto de 1945, durante o final da segunda guerra mundial, os Estados Unidos joga a primeira arma nuclear, uma bomba conhecida como “**Little Boy**” em Hiroshima. No dia 9, a bomba conhecida como “**Fat Boy**” cai sobre Nagasaki, ambas no Japão. Pierre estava altamente correto sobre o potencial da utilização da radioatividade como arma de destruição de povos. Pierre cita especificamente o rádio pois ele queimava quando entrava em contato com tecido biológico e Becquerel foi o primeiro a comprovar isso.

PARTÍCULAS NUCLEARES

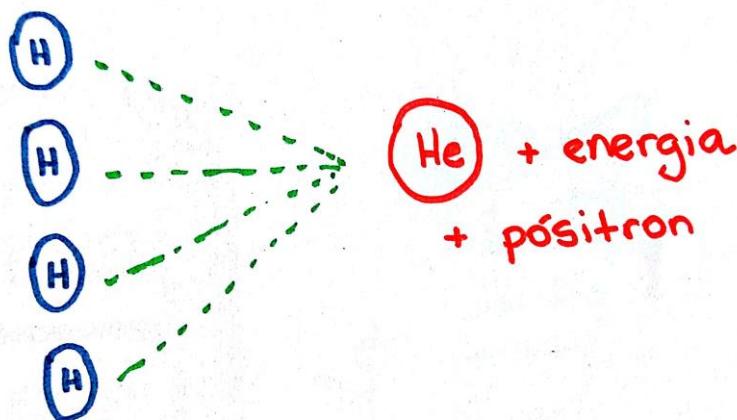
Como o próprio nome já diz, vamos estudar as partículas que compõem o núcleo do átomo. Nessa parte pequeníssima e massiva do átomo, existem prótons e nêutrons! Lembra disso? Se não, vamos dar uma relembrada!



FUSÃO NUCLEAR

A fusão nuclear ocorre quando dois núcleos atômicos se colidem e formam um novo núcleo.

FUSÃO NUCLEAR



Este tipo de reação não é comum na terra e isso se deve a um princípio simples: A repulsão das cargas, além de precisarmos de uma temperatura de aproximadamente 50 MILHÕES DE GRAUS CELSIUS para que ela possa acontecer. No entanto, esta reação é muito no **SOL**, por exemplo.

Além da temperatura necessária para que as moléculas aumentem sua velocidade ao ponto de se fundirem, essa reação libera uma energia muito grande. Em 2016, os chineses conseguiram realizar a fusão de hidrogênios, criando um sol artificial. Você pode conferir no final da apostila o link da reportagem.

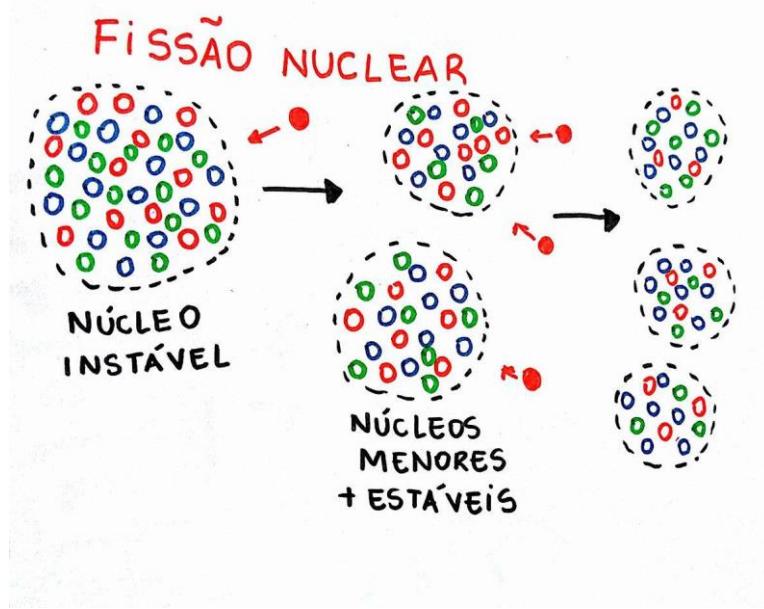
DESCREVENDO A REAÇÃO

Na fusão que ocorre no sol, quatro hidrogênios, em altas temperaturas (com alta energia cinética, ou seja, alta velocidade) se chocam entre si e formam um núcleo de Hélio que é estável, além disso, libera uma grande quantidade de energia e um pósitron.

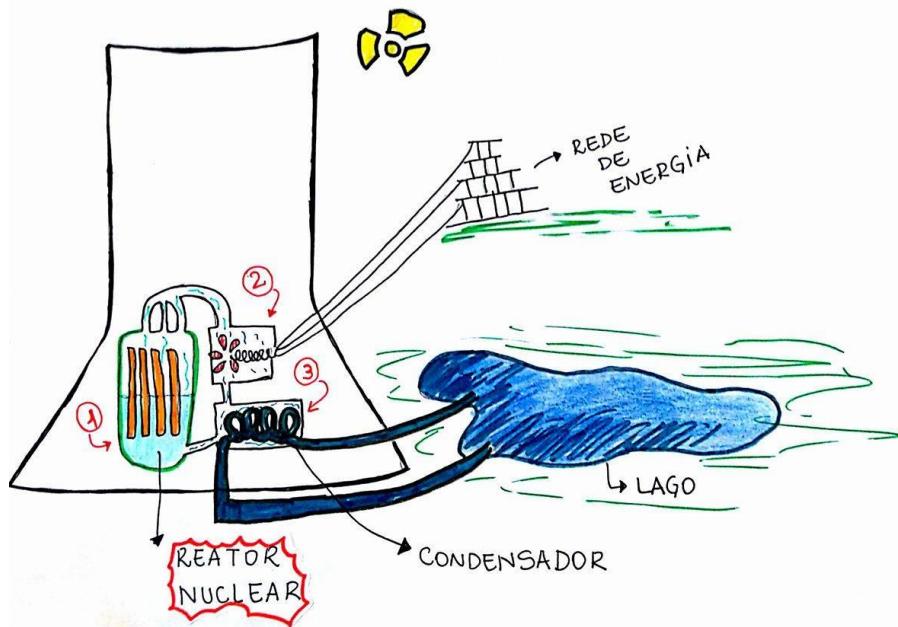
Pósitron: Antipartícula do elétron, isso quer dizer que ele tem carga positiva e a massa do elétron (desprezível).

FISSÃO NUCLEAR

Na Fissão Nuclear, um átomo com um núcleo grande se divide em dois ou mais núcleos estáveis. Isso acontece porque núcleos maiores possuem muitas partículas e a força nuclear (força responsável por manter todo núcleo juntinho) vai enfraquecendo até que esse núcleo se rompa porque tudo na natureza tende ao estado de menor energia, ficando assim mais estável após a divisão. Essa divisão é desencadeada porque esses núcleos instáveis colidem com um nêutron a uma determinada velocidade. Cada vez que o núcleo se divide, mais nêutrons são formados e a reação prossegue. Essa reação também libera uma quantidade de energia muito grande. Este processo também pode ser chamado de **decaimento**.



USINAS NUCLEARES

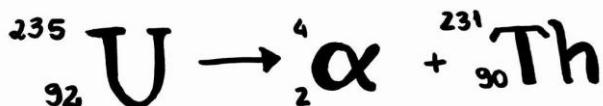
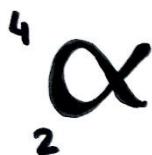


VAMOS POR ETAPAS

1. No reator nuclear ocorre a fissão (geralmente de urânio que é utilizado nas formas de barras), como essa reação desprende muita energia em forma de calor, ela aquece a água dentro do reator. A água que é utilizada dentro do reator tem um índice de pureza muito alto para que ela não afete em nada durante o processo de fissão.
2. A água, na sua forma de vapor, sai do reator nuclear e passa por uma turbina que gira e transforma a energia provinda da reação em energia elétrica. Essa energia vai para as redes de abastecimento elétrico.
3. O vapor de água sai da turbina e vai para um condensador que tem água fria proveniente de um rio ou de um lago próximo. Ao entrar em contato com os canos frios, o vapor d'água condensa (vira líquido) e retorna para o reator. Note que a água do lago não entra em contato com a outra que vai para o reator, isso acontece para tentar não gerar impactos ambientais e também para evitar contaminação com impurezas.

PARTÍCULA ALFA

A partícula alfa é emitida em fissões nucleares e possui as seguintes características: Carga +2 (2 prótons) e massa 4 (2 prótons + 2 nêutrons), ou seja, ela é idêntica a um núcleo de Hélio (a um núcleo de Hélio, gente, sem os elétrons!!) e pode ser representada conforme a imagem abaixo:



Repare nesta reação: Temos o Urânio com massa 235 e 92 prótons. Ao passar pelo decaimento ele libera uma partícula alfa que tem massa 4 e 2 prótons e ao final, temos como produto o Thoríio que tem massa 231 e 90 prótons.

Se somarmos as massas e o número de prótons dos produtos, temos a massa e o número de prótons do Urânio, o reagente inicial.

$$4 + 231 = 235$$

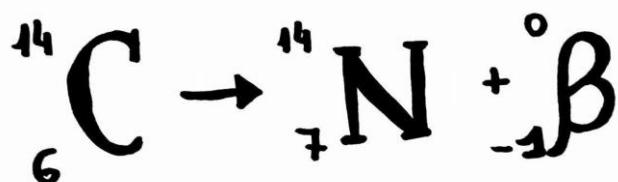
$$2 + 90 = 92$$

Geralmente é assim que caem questões nos vestibulares. Em algum lugar há um número que a gente não conhece e a questão cobra que número é esse. É bem simples!!

PARTÍCULA BETA

A partícula beta também é conhecida como neutrino e ela é um pouco mais complexa que a partícula alfa, porque temos um nêutron do núcleo original que se transforma em um próton e em uma partícula beta: Um nêutron se divide basicamente em dois, ele vira uma partícula positiva com massa e uma partícula negativa sem massa. Isso mesmo, o neutrino

ou partícula beta. Ele tem carga negativa e pode ser representado também como vemos na imagem abaixo.



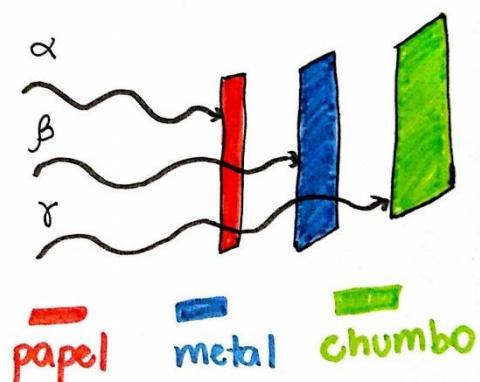
Repare nesta reação: Temos o carbono com massa 14 (que é fruto de decaimento radioativo) e 6 prótons passando se transformando em nitrogênio que tem massa 14 e 7 prótons. Mas como pode aumentar um próton? Lembra que a partícula beta é um nêutron que se transforma em um próton e um neutrino? Esse próton retorna para o núcleo e a partícula beta (negativa e sem massa) é liberada.

RADIAÇÃO GAMA

A radiação gama, ou raios gama, são produzidos a partir dos decaimentos nucleares. São largamente utilizados para esterilização de aparelhos, em aparelhos para diagnóstico e também tratamento de doenças. Isto porque estes raios têm um grande poder de penetrar em materiais. Esta radiação é fruto dos decaimentos quando um núcleo passa de um estado mais energético para um de menor energia. Esta energia é liberada na forma de raios gama. Uma reação de decaimento pode liberar um ou muitos raios gama e como eles não têm massa nem carga, a presença deles na reação de decaimento não interfere nos cálculos como no caso das partículas alfa e beta.



PODER DE PENETRAÇÃO DAS RADIAÇÕES



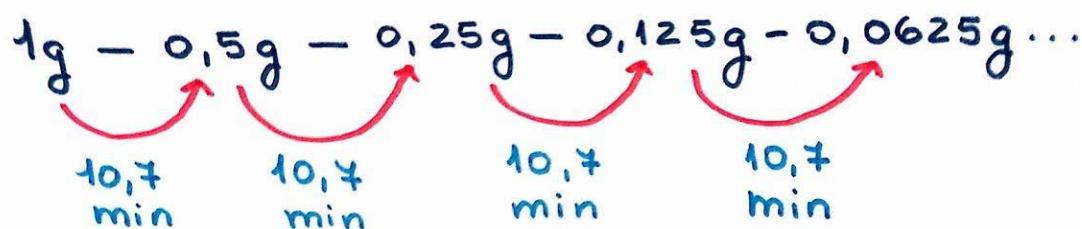
A partícula alfa, por possuir massa e carga é a que possui menor poder de penetração, pois ela interage com qualquer pedaço de matéria que encontrar pelo caminho. Já a partícula beta possui maior penetração que a alfa já que não possui massa. A radiação gama é a que tem maior poder de penetração, pois ela não tem carga nem massa, é uma onda eletromagnética capaz de atravessar papel e metais.

MEIA VIDA

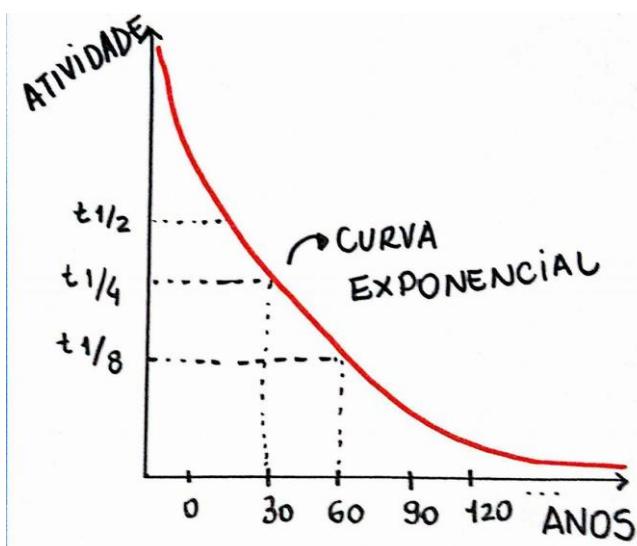
Meia vida é uma propriedade que, de forma geral, usamos para saber quanto tempo determinados compostos usam para chegar na metade da sua concentração ou massa inicial. Por exemplo, se temos um composto com massa 5g, ele vai levar um determinado tempo até chegar a 2,5g que é a metade de sua massa, esse tempo chamamos de meia vida, que pode aparecer como $t_{1/2}$. Observe o exemplo abaixo:

$$t_{1/2} \text{ Ba-142} = 10,7 \text{ min}$$

Considere massa inicial de 1g



Isso significa que o Bário-142 levará 6 minutos para chegar na metade de sua concentração. Se colocarmos isso em um gráfico fica mais ou menos assim:



Alguns elementos têm meia vida pequena, como por exemplo o Bário - 142, que tem meia vida de 10,7 minutos. Mas existem outros elementos que possuem uma meia vida maior, de anos, ou milhares de anos. O gráfico acima representa um elemento que tem meia vida de 30 anos, ou seja, para chegar na metade de sua concentração, ele demora 30 anos. Esse gráfico pode aparecer nas questões de vestibular e ENEM, então fica ligado!

E dai, pra que serve isso?

O cálculo de meia vida possui uma aplicabilidade muito interessante que é para determinar a idade de fósseis ou outras coisas. Por exemplo, todo ser vivo

possui o carbono-14. Ele é um isótopo do carbono-12, aquele que conhecemos bastante. O carbono-14 possui uma meia vida muito longa (5730 anos), isso quer dizer que até chegar na metade de sua concentração inicial demora bastante tempo, conseguindo a concentração desse isótopo no que pretendemos determinar a idade é possível saber quanto tempo ele tem. Esta técnica é eficiente para objetos com mais de 70 mil anos, antes disso, arqueólogos e outros especialistas utilizam outras técnicas.

fica ligado!

**** CURIOSIDADE **** O Santo Sudário é conhecido pelos cristãos como o manto que cobriu Jesus após sua crucificação. Foi utilizada a técnica de datação com carbono -14 e os cientistas descobriram que este tecido tinha sido produzido durante os séculos XIII ou XIV. Alguns cristãos afirmam que fenômenos naturais poderiam ter desenhado a forma de Jesus no tecido. Interessante, não?

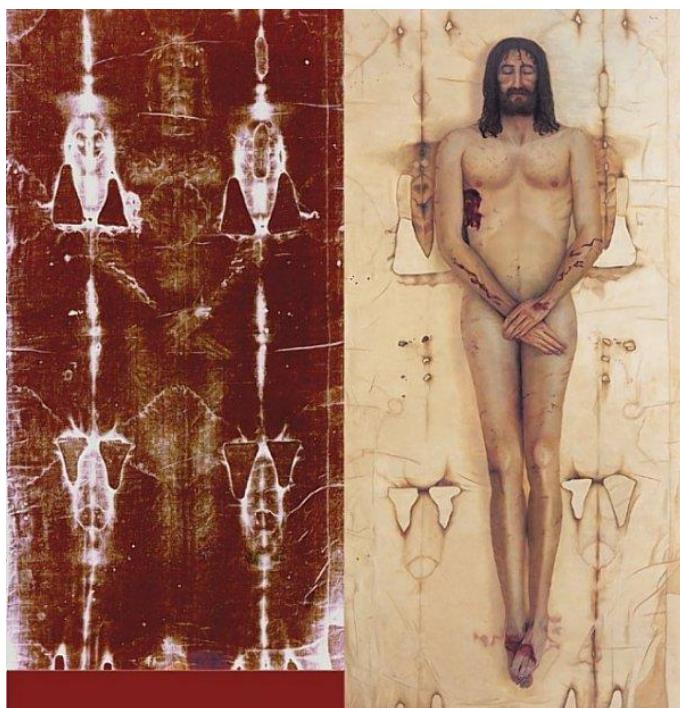


FIGURA 2: A ESQUERDA O SANTO SUDÁRIO E A DIREITA UMA ILUSTRAÇÃO DE COMO JESUS TERIA SE POSICIONADO.

EXERCÍCIOS

(UECE) Suponha um nuclídeo radioativo de número atômico 90 e cujo número de massa seja 232. Suponha ainda que o referido nuclídeo emite sucessivamente uma partícula α seguida de duas emissões β^- novamente uma emissão α . Ao final, o átomo que encerra esta série de emissões terá em seu núcleo:

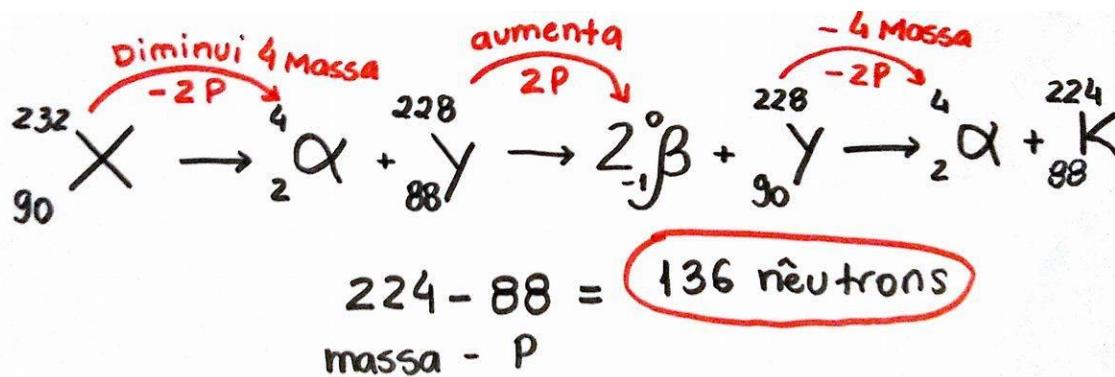
- a) 136 nêutrons
- b) 138 nêutrons
- c) 86 prótons
- d) 90 prótons

CORRETA: a

Módulo: Reações Nucleares

Código: RNUCEX 02

Resolução:



(UFSM-RS) O cobalto 60, Co^{60} , utilizado em radioterapia, no tratamento do câncer, reage emitindo uma partícula β^- , com isso, transforma-se em:

- a) Co^{61}
- b) Co^{59}
- c) Ni^{60}
- d) Ni^{64}
- e) Mn^{56}

CORRETA: C

Módulo: Reações Nucleares

Código: RNUCEX 03

Resolução: Quando uma partícula Beta é emitida pelo núcleo, a massa não muda! O que muda é o número de prótons. Como a única opção onde a massa do cobalto permanece igual é a C, esta é a correta.

PARA SABER MAIS!

Livros:

- ✓ Dos raios-x aos quarks. Emilio Segré

Um ótimo livro que é amplamente utilizado em várias Universidades e possui uma linguagem razoavelmente simples.

Sites:

- ✓ G1 - Portal de Notícias: Cientistas chineses criam 'sol artificial' na Terra

<http://g1.globo.com/ciencia-e-saudade/noticia/2016/02/cientistas-chineses-criam-sol-artificial-na-terra.html>

Esta notícia é ótima para se manter atualizado sobre reações de

fusão nuclear.

Filmes e documentários:

- ✓ O dia seguinte, 2011.

Este documentário fala sobre a bomba que foi lançada em Hiroshima.

- ✓ O Desastre de Chernobyl, Thomas Johnson, 2006

Este fala sobre o acidente que aconteceu na usina nuclear de Chernobyl.

REFERÊNCIAS

SEGRE, Emilio. Dos raios- X aos Quarks. Editora Universidade de Brasília. 1980.
Disponível em:<https://www.passeidireto.com/arquivo/22993295/dos-raios-x-aos-quarks--emilio-segre> (acesso: 06/05/2017 às 15:27)

PARTE III

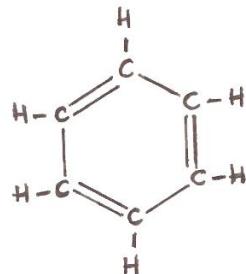
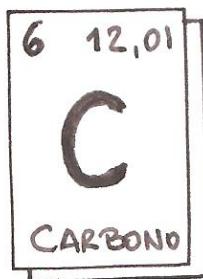
QUÍMICA

04

INTRODUÇÃO À QUÍMICA ORGÂNICA

meSalva!

INTRODUÇÃO À QUÍMICA ORGÂNICA



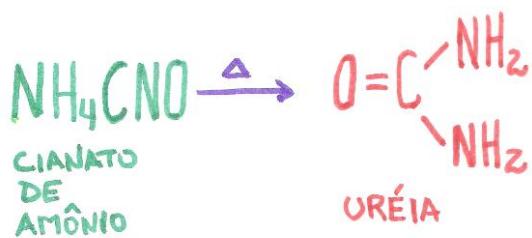
Olá, pessoal! Vamos estudar agora um pouco de Química Orgânica – O que é? Como surgiu? – e um monte de coisa bacana.

A primeira classificação entre compostos orgânicos e inorgânicos foi proposta por Bergman, em 1777. Segundo ele, **COMPOSTOS INORGÂNICOS** são todos aqueles que são extraídos de minerais e **COMPOSTOS ORGÂNICOS** são os compostos extraídos de organismos vivos animais e vegetais.

FORÇA VITAL

Acreditava-se que uma força maior era necessária, a vida, para sintetizar um composto orgânico. Daí surgiu a teoria da força vital.

Mas, como na Ciência tudo pode mudar – para melhor, é claro – os conceitos evoluíram. Um químico chamado WÖHLER quebrou essa crença ao conseguir sintetizar ureia em laboratório. Um fato que pode parecer bobo atualmente, mas foi que um marco na Química Orgânica, uma vez que mudou o pensamento de então.



Assim, percebeu-se que a proposição de Bergman estava errada e, devido à constante presença do elemento químico carbono, definiu-se que:

Química orgânica é a parte da química que estuda praticamente todos os compostos do elemento carbono.

Porém, não devemos esquecer que na Química Inorgânica também temos alguns compostos que têm carbono. Estes compostos são chamados de compostos de transição e têm propriedades de compostos inorgânicos.

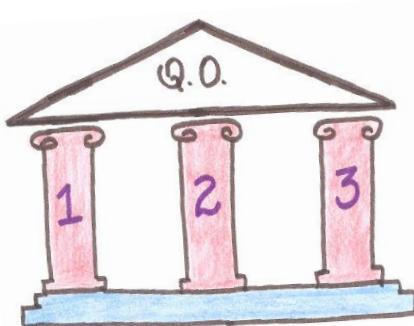


Você Sabia?

Temos cerca de 7 milhões de compostos orgânicos catalogados e apenas 200 mil inorgânicos.

KEKULÉ E SEUS POSTULADOS

Kekulé e outros químicos lançaram três postulados que são considerados os pilares da Química Orgânica



Primeiro postulado – O carbono é tetravalente: é capaz de fazer 4 ligações químicas;

Segundo postulado – As 4 ligações sigma (σ) são iguais;

Terceiro Postulado – O carbono é capaz de ligar-se, formando cadeias com outros carbonos.

Postulado é uma sentença que não é provada ou demonstrada, por isso se torna óbvia ou se torna um consenso inicial para a aceitação de uma determinada teoria.

HIBRIDIZAÇÃO DO CARBONO

A gente viu que o primeiro postulado de Kekulé diz que o carbono é tetravalente, ou seja, que faz quatro ligações.

O carbono faz mesmo quatro ligações? Se olharmos na tabela periódica, a resposta é **NÃO**, uma vez que ele deveria fazer duas ligações.

Hã? Sim ele deveria fazer duas ligações, mas nas na prática faz quatro.

Como assim?

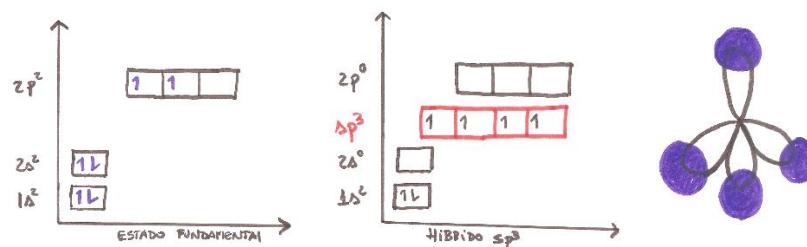
Um grande quebra-cabeça no mundo químico. Como o carbono faz 4 ligações se deveria fazer apenas 2, já que ele tem apenas dois elétrons desemparelhados na última camada?

Surge, então, a Teoria da hibridização!

TEORIA

O que ocorre, então? Os orbitais s e p se fundem, originando 4 orbitais desemparelhados (com um único elétron) possibilitando ao carbono, assim, fazer 4 ligações simples e ligações duplas e triplas em alguns casos.

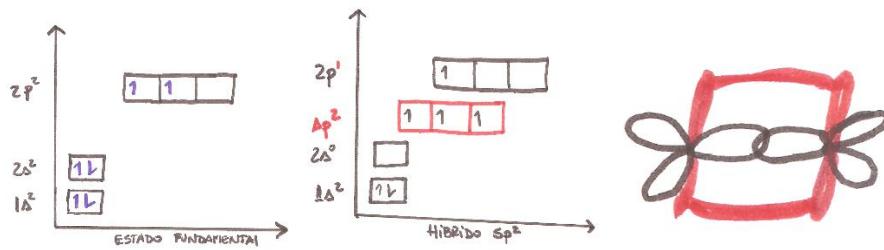
No primeiro caso, a fusão dos orbitais origina 4 novos orbitais desemparelhados, chamados de orbitais híbridos sp^3 , possibilitando ao carbono fazer as 4 ligações. Veja na figura abaixo:



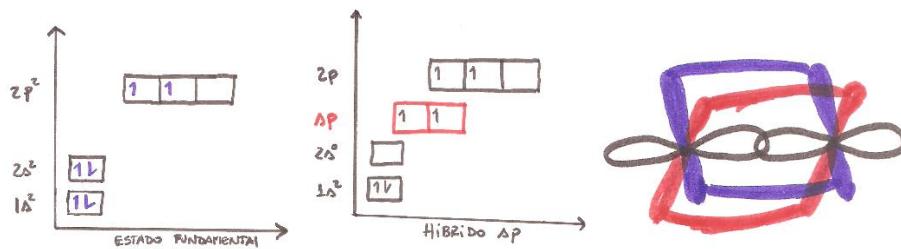
Porém, nem sempre todos os orbitais se fundem e um ou dois orbitais permanecem puros.

Vejamos:

No segundo caso, o carbono faz duas ligações simples (σ) e uma dupla (uma σ e outra π), mas por que isso ocorre? Um dos orbitais, neste caso um p, não hibridiza, fundindo o orbital s e dois orbitais p, gerando um híbrido sp^2 e possibilitando uma segunda ligação, chamada de ligação π .



Mas o carbono também faz uma tripla ligação, pois dois orbitais se mantêm puros sem hibridizarem; outros dois orbitais p se fundem com o orbital s, gerando o híbrido sp^2 .



TIPOS DE LIGAÇÃO DO CARBONO

A gente já sabe que o carbono pode fazer até 4 ligações. Elas podem ser de maneiras diferentes:

O carbono pode fazer 4 ligações simples;



O carbono pode fazer uma ligação dupla duas ligações simples;



O carbono pode fazer duas ligações duplas;



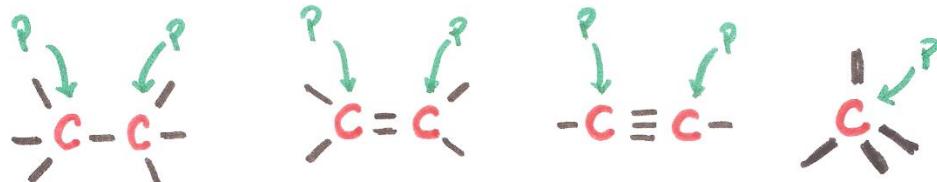
O carbono pode fazer uma ligação simples e uma ligação tripla. Observe que, neste caso, o carbono faz duas ligações sigma e duas ligações pi.



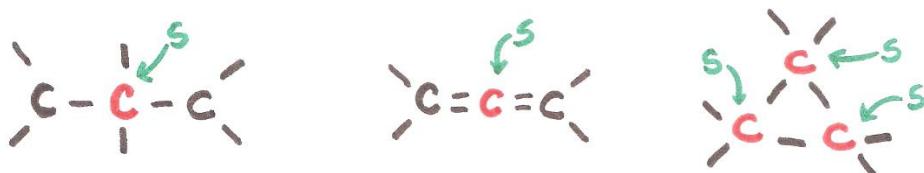
CLASSIFICAÇÃO DOS CARBONOS

Dependendo do número de carbonos que estão ligados a um carbono, podemos classificá-lo em:

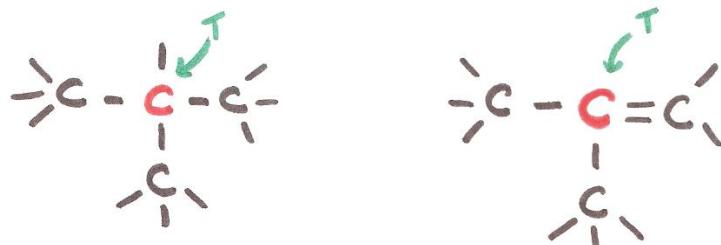
Carbono primário – aquele que tem ligado a si, no máximo, um carbono;



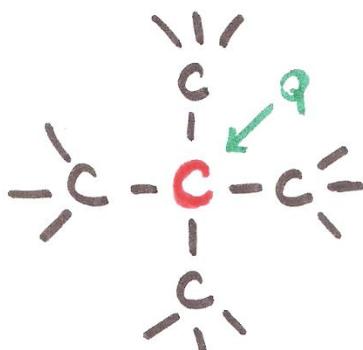
Carbono secundário – aquele que tem ligado a si dois carbonos;



Carbono terciário – aquele que tem ligado a si três carbonos;

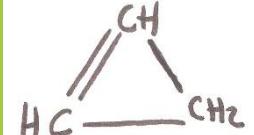
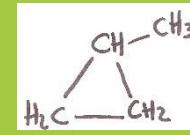
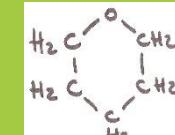


Carbono quaternário – aquele que tem ligado a si quatro carbonos.



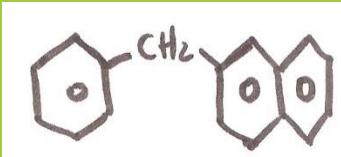
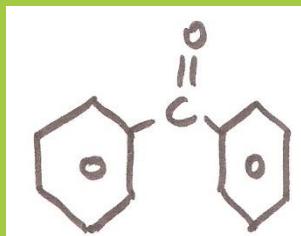
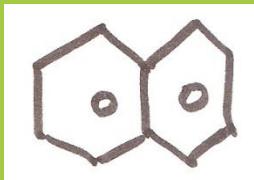
CLASSIFICAÇÃO DAS CADEIAS CARBÔNICAS

Cadeias carbônicas	Tipo de ligação entre os carbonos	Classificação dos carbonos	Presença de heteroátomo
Abertas ou acíclicas	Saturada Tem somente ligações simples entre carbonos $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Normal Possui apenas carbono primário e secundário	Homogênea Não tem átomo diferente de carbono na cadeia principal $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
	Insaturada Possui ligação dupla ou tripla na cadeia principal $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$	Ramificada Tem carbonos terciários ou quaternário na molécula $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Heterogênea Possui átomo diferente de carbono na cadeia principal $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_3$
Fechadas ou cíclicas	Saturada Tem somente ligações simples entre carbonos $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \end{array}$	Normal Possui apenas carbono primário e secundário $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \end{array}$	Homogênea Não tem átomo diferente de carbono na cadeia principal $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \end{array}$
	Insaturada	Ramificada	Heterogênea

	Possui ligação dupla ou tripla na cadeia principal 	Tem carbonos terciários ou quaternário na molécula 	Possui átomo diferente de carbono na cadeia principal 
--	---	---	--

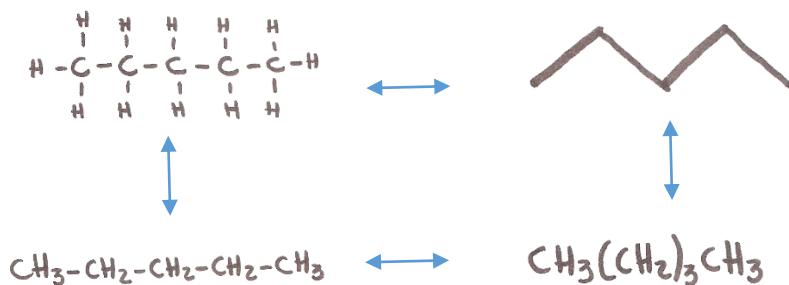
CADEIAS AROMÁTICAS

São cadeias que apresentam pelo menos um anel aromático.

Quanto ao número de núcleos aromáticos	Mononucleares: têm apenas um núcleo aromático 	Polinucleares: têm mais de um anel aromático 
Quanto à disposição dos núcleos	Isolados: os núcleos estão isolados 	Condensados: os núcleos estão agrupados 

REPRESENTAÇÃO DAS FÓRMULAS QUE ESTUDAREMOS

As fórmulas podem ser curtas ou longas, então podemos usar alguns artifícios para representá-las, como apresentado abaixo:



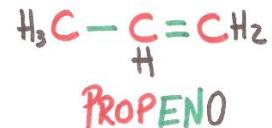
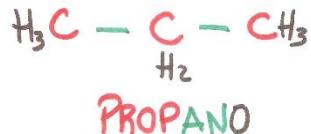
Agora que a gente já sabe reconhecer e classificar um composto orgânico, vamos dar nome a eles?

Como a Química é universal, um organismo internacional, a IUPAC – União Internacional de Química Pura e Aplicada (em português) – coordena, entre outras coisas, a nomenclatura dos compostos.

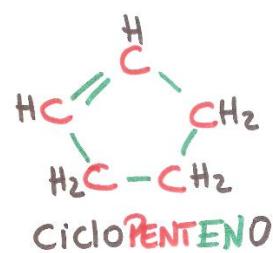
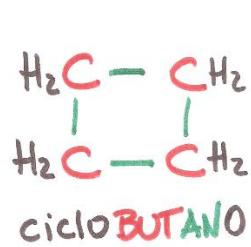
Como regra geral, os nomes oficiais dos compostos devem ser únicos e a partir deles deve ser possível representar a sua fórmula estrutural. Para tal propósito foi adotado um sistema lógico de prefixos, infixos e sufixos muito fácil.

Prefixo Indica a quantidade de carbonos na cadeia principal	Infixo Indica o tipo de ligação entre os carbonos	Sufixo Indica o grupo funcional
1 met		
2 et	AN – ligação simples	
3 prop	EN – ligação dupla	
4 but	IN – ligação tripla	
5 pent	DIEN – 2 ligações duplas	-O: hidrocarboneto
6 hex	TRIEN – 3 ligações duplas	-OL: álcool
7 hept	DIIN – 2 ligações triplas	-ONA: Cetona
8 oct	TRIIN – 3 ligações triplas	...
9 non	ENIN – 1 ligação dupla e 1 tripla	
10 dec	...	
11 undec		
...		

Vejamos alguns exemplos:



Caso a cadeia seja cíclica, o nome deve ser precedido dela palavra ciclo. Caso a molécula inicie o nome com a letra “h”, deve ser separado por hífen.

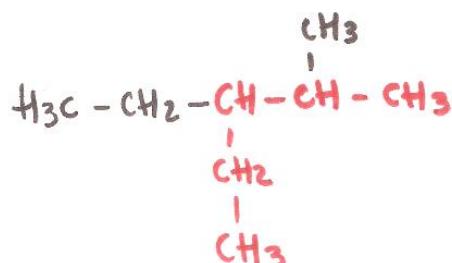


Quando uma molécula tiver insaturações devemos indicar a posição dessa instauração e, para isso, indicamos as posições com algarismos romanos. A

numeração deve iniciar na extremidade mais próxima desta instauração. **Observe:** caso tenha um grupo funcional, este prevalece sobre a instauração ao indicar o início da molécula. A IUPAC recomenda que o número deve ser precedido daquilo que ele indica, no caso ligas duplas ou triplas.

Outra regrinha é: números são separados por vírgulas e entre números e palavras são utilizados hífens.

Vamos ver os exemplos:



2-METIL-3-ETIL-PENTANO

E se tiver ramificações?

Se uma molécula tiver ramificações, devemos em primeiro lugar definir a cadeia principal da molécula. Há algumas regrinhas para determinar:

- A cadeia é a que possui o grupo funcional (aquele que indica uma função: Álcool, Cetona, etc.);
- É a que engloba o maior número possível de insaturações.

Seguindo essas regras básicas, definimos cadeia principal como **A SEQUÊNCIA MAIS LONGA DE CARBONOS INTERLIGADOS.**

OBSERVAÇÃO: após contar o número de carbonos e ainda houver mais de uma possibilidade de cadeia carbônica, escolhemos aquela que tem o maior número de radicais.

Agora que vimos que existe uma cadeia principal e nela estão ligados radicais, como os seus nomes são dados?

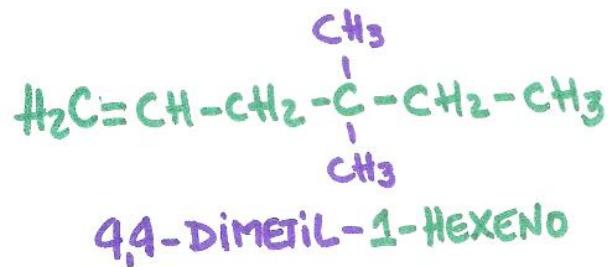
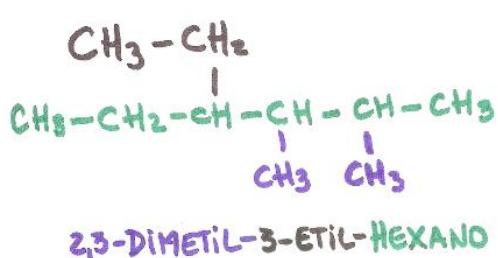
De modo geral, o nome é muito fácil. A regra é: a quantidade de carbonos + o sufixo IL. Veja a tabela:

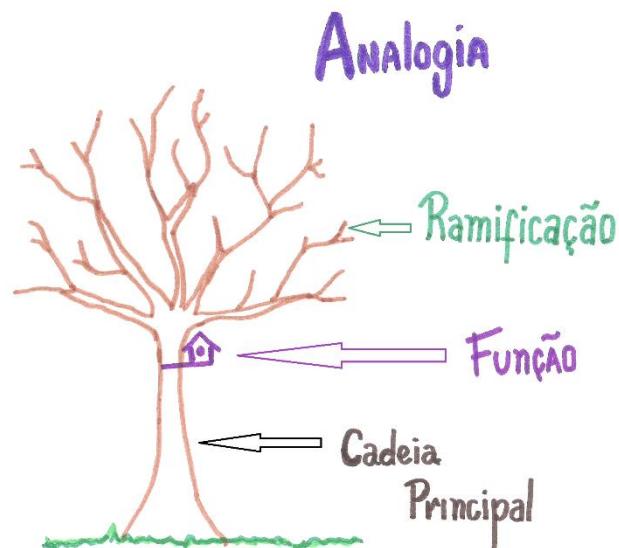
Quantidade de carbonos no radical	Infixo Radical e localização da valência livre
1 Metil	CH_3-
2 Etil	CH_3-CH_2-
3 n-propil	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$
3 isopropil	$\text{CH}_3-\underset{\text{I}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
4 butil	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$
4 s-butil "s" significa sec, de carbono secundário	$\text{CH}_3-\underset{\text{I}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
4 t-butil "t" significa terc, de carbono terciário	$\text{CH}_3-\underset{\text{I}}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{CH}_3$
4 isobutil	$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-$

Temos tudo que precisamos para dar o nome a uma molécula:

- Iniciamos pela característica mais importante, seguindo a sequência:
Grupo funcional > instauração > radical
- Se não houver grupo funcional, utiliza-se a instauração; se não houver instauração, a extremidade mais próxima que tiver um radical deve ser utilizada para indicar o início da cadeia;
- A sequência numérica da cadeia deve-se dar a partir da extremidade que tiver o radical mais simples;
- Caso tenha mais de um radical, estes devem ser indicados pelos prefixos: **di, tri, tetra** ligados aos radicais que se repetem, sem esquecer de também indicar a quais carbonos estão ligados;
- Os radicais devem ser indicados na ordem de menor complexidade para maior complexidade (metil antes do etil, por exemplo) OBS.: Algumas revistas científicas preferem usar a ordem alfabética. Nós usaremos a regra da IUPAC.

Vamos ver alguns exemplos:





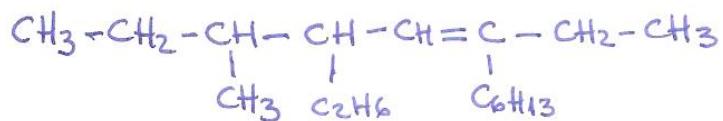
Vamos imaginar, então, que uma cadeia carbônica seja como uma árvore: o tronco é a cadeia principal, onde o passarinho faz sua casa, portanto, o tronco indica a função orgânica. Os galhos são as ramificações. Todos eles têm a função e a ramificação ligadas ao tronco.

EXERCÍCIOS

1 - (MACK SP/2001) Das fórmulas abaixo, a única que possui cadeia carbônica heterogênea, saturada e normal é:

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{MgCl}$
- b) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2\text{OH}$
- c) CH_3COH
- d) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_3$
- e) $\text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CO}-\text{CH}_3$.

2 - (UFMTS) Analise as afirmações feitas sobre a cadeia carbônica abaixo e assinale a(s) correta(s).



A cadeia principal possui 8 carbonos.

Os radicais ligados à cadeia principal são: metil, etil e etil.

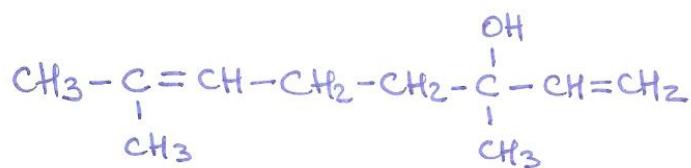
A insaturação está no carbono 5.

8- O carbono 3 possui hibridação sp³.

16- A cadeia possui 3 carbonos secundários.

A soma é:

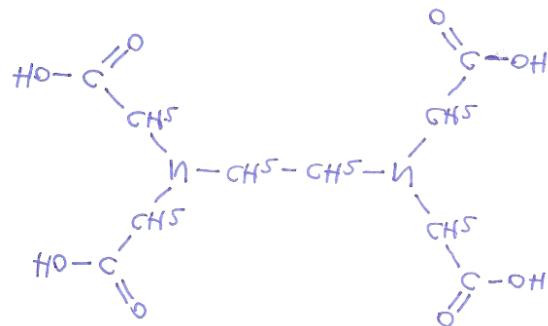
3 - (UFAM-PSC) O pau-rosa, típico da região amazônica, é uma rica fonte natural do óleo essencial conhecido por linalol, o qual também pode ser isolado do óleo de alfazema. Esse óleo apresenta a seguinte fórmula estrutural:



Sua cadeia carbônica deve ser classificada como:

- a) acíclica, ramificada, saturada e heterogênea.
- b) acíclica, normal, insaturada e homogênea.
- c) alicíclica, ramificada, insaturada e homogênea.
- d) acíclica, ramificada, insaturada e homogênea.
- e) alicíclica, normal, saturada e heterogênea.

4 - (PUC-RS) O ácido etilenodiaminotetracético, conhecido como EDTA, utilizado como antioxidante em margarinas, de fórmula



A fórmula do EDTA (ácido etilenodiaminotetracético) apresenta cadeia carbônica

- a) acíclica, insaturada, homogênea.
- b) acíclica, saturada, heterogênea.
- c) acíclica, saturada, homogênea.
- d) cíclica, saturada, heterogênea.
- e) cíclica, insaturada, homogênea.

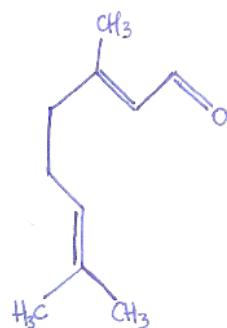
5 - (UFV-MG) Considerando os compostos abaixo:



São cadeias carbônicas ramificadas:

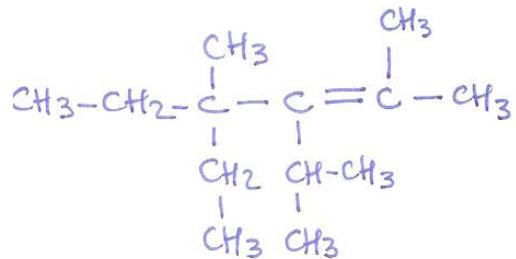
- a) I e II
- b) II e IV
- c) II e III
- d) I, IV e V
- e) II, III, IV e V

6 - (UFRGS-RS) O citral, composto de fórmula: tem forte sabor de limão e é empregado em alimentos para dar sabor e aroma cítricos. Sua cadeia carbônica é classificada como:



- a) homogênea, insaturada e ramificada.
- b) homogênea, saturada e normal.
- c) homogênea, insaturada e aromática.
- d) heterogênea, insaturada e ramificada.
- e) heterogênea, saturada e aromática.

7 - (Mackenzie-SP) As afirmações a seguir referem-se à substância de fórmula estrutural mostrada na figura adiante.



I - 4-etil-3-isopropil-2,4-dimetil-2-hexeno é o seu nome oficial (I.U.P.A.C.).

II - Sua cadeia carbônica é aberta, insaturada, homogênea e ramificada.

III - Apresenta somente ligações do tipo sigma sp³-sp³ e sigma s-sp³.

IV - É um alcino (ou alquino).

Das afirmações feitas, são corretas apenas:

I e II.

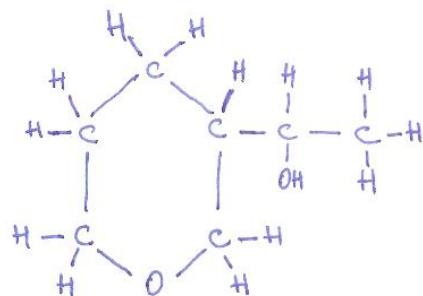
II e III.

I e III.

II e IV.

I, II e III.

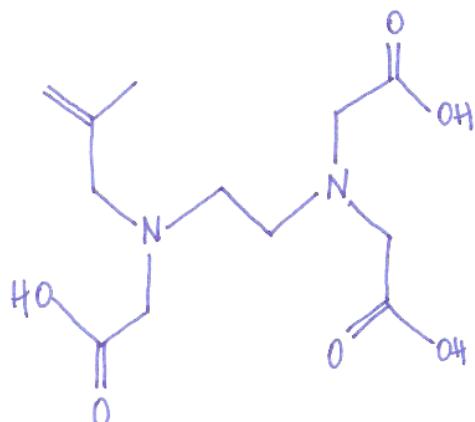
8 - (UFC-CE) Assinale as alternativas corretas, referentes à fórmula:



- (01) O ciclo apresenta um heteroátomo.
- (02) Existem 3 carbonos secundários.
- (04) Não há carbono terciário.
- (08) A cadeia do composto é heterocíclica ramificada.
- (16) Existem 3 carbonos primários.
- (32) É um composto aromático.

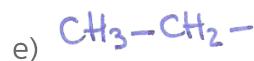
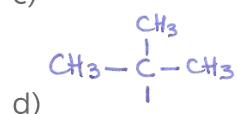
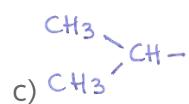
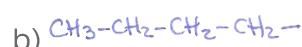
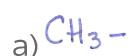
Soma ()

9 - (PUC-RS) O ácido etilenodiaminotetracético, conhecido como EDTA, utilizado como antioxidante em margarinas, de fórmula apresenta cadeia carbônica:

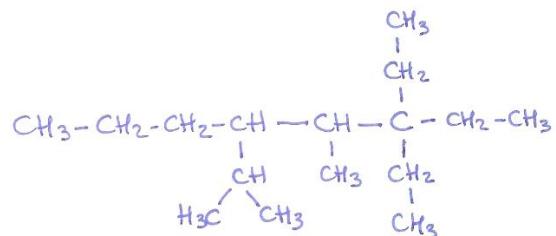


- a) acíclica, insaturada e homogênea.
- b) acíclica, saturada e heterogênea
- c) acíclica, saturada e homogênea.
- d) cíclica, saturada e heterogênea.
- e) cíclica, insaturada e homogênea.

10 - (Mackenzie-SP) Na substância trimetil-benzeno, o anel benzênico é ramificado por radicais:



11 - (Cesgranrio-RJ) Assinale a única afirmativa correta, com relação ao composto que apresenta a estrutura a seguir: O composto:



- a) é um alqueno;
- b) apresenta um radical n-propila ligado ao carbono 4;
- c) apresenta 2 radicais propila;
- d) apresenta 3 radicais etila;
- e) apresenta 2 radicais etila.

Respostas

1. D
2. 2,4 e 8 =14
3. D
4. B
5. C
6. A
7. A
8. 27
9. B
10. A
11. E

HIDROCARBONETOS

O estudo de hidrocarbonetos é básico em Química Orgânica. Uma vez que você entender a lógica de nomenclatura e as propriedades físicas deles, as outras funções que veremos serão muito, muito fáceis de entender.

Mas o que é um hidrocarboneto?

São compostos orgânicos constituídos única e exclusivamente por carbonos e hidrogênios. A principal fonte de hidrocarbonetos é o PETRÓLEO. São moléculas **apolares** e as únicas forças de atração entre as moléculas são as **forças fracas de Van der Waals**, por isso essas moléculas a temperatura e pressão ambiente tem seus pontos de fusão e ebulição tão baixos. Nessas condições, os hidrocarbonetos de até 4 carbonos são gasosos, de 5 a 17 carbonos são líquidos e os demais são sólidos.

Pela mesma razão, a de serem apolares, eles não são solúveis em água. Outra coisa interessante de saber é que a interação entre eles é fraca, logo as moléculas não ficam muito agrupadas, o que lhes conferem baixa densidade.

Por isso, quando ocorre um vazamento de petróleo no mar, vemos pelas imagens de TV o petróleo “boiando”, por ser menos denso que a água e também por ser apolar. Então você pensa: “Se o petróleo não se mistura com a água e boia por ser menos denso, é fácil tirá-lo do meio ambiente”.

Teoricamente sim. Mas....

Nunca a quantidade de petróleo derramada é pouca, sempre são milhares de litros que atingem grandes áreas, tornando difícil e cara a remoção. Essa camada de petróleo sobrenadante impede a passagem da luz solar, afeta o equilíbrio ecológico da fauna e da flora marítima e prejudica até mesmo animais da costa marítima.

A principal aplicação destes compostos é na matéria-prima para a produção de plásticos, borrachas sintéticas, fertilizantes, tintas, vernizes e combustíveis. Veja alguns exemplos:

Hidrocarboneto	Exemplo
Metano	<p>O metano, o mais simples dos hidrocarbonetos, foi primeiro identificado por Alessandro Volta, em 1788, nos pântanos da Itália. É um gás incolor; sua molécula apolar (CH_4), de pouca solubilidade em água, quando adicionado ao ar se transforma em mistura de alto teor inflamável. Originariamente chamado gás dos pântanos, é o principal constituinte do biogás, pois pode ser produzido pela digestão anaeróbica de matéria orgânica, como lixo e esgotos.</p> <p>As principais fontes do gás metano são:</p> <ul style="list-style-type: none">- Combustão de biomassa;- Minas de carvão e gás natural;- Falhas geológicas e vulcanismo;- Extração de petróleo.
Etano	<p>À temperatura ambiente é um gás sem cor e sem odor. É importante na indústria, pois é transformado em etileno por processos químicos.</p> <p>Suas fontes principais são o gás natural e o petróleo.</p>
Propano	<p>O hidrocarboneto de 3 carbonos é amplamente utilizado como combustível, também chamado de gás liquefeito de petróleo (GLP). É gás à temperatura ambiente e inodoro. Altamente inflamável, para uso em botijões é utilizado uma mistura com etanodiol, que tem um odor desagradável para ser facilmente identificado caso haja um vazamento. Depois da proibição do uso de CFCs, passou a ser utilizado em sprays aerossóis como impulsor.</p>

CLASSIFICAÇÃO DOS HIDROCARBONETOS

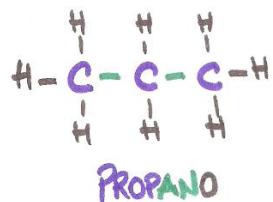
Classificamos os hidrocarbonetos pelo tipo de cadeia carbônica e a ligação entre carbonos.

CADEIAS CARBÔNICAS ACÍCLICAS – ABERTAS

Usamos o prefixo **ALC**. O que pode variar é o tipo de ligação.

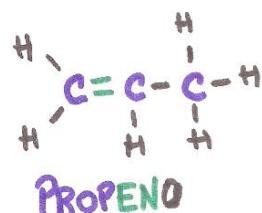
Alcano – são compostos que têm somente ligações simples entre carbonos;

Fórmula geral: C_nH_{2n+2}



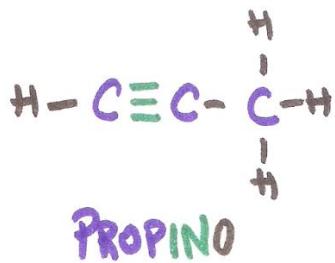
Alceno – são compostos que têm pelo menos uma ligação dupla entre carbonos;

Fórmula geral: C_nH_{2n}



Alcino – são compostos que têm pelo menos uma ligação tripla entre carbonos;

Fórmula geral: C_nH_{2n-2}

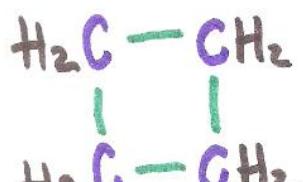


CADEIAS CARBÔNICAS ALICÍCLICAS – FECHADAS

Usamos o prefixo **CICL**. O que pode variar é o tipo de ligação. Neste caso não existe um composto com ligação tripla.

Ciclano – são compostos que têm somente ligações simples entre carbonos;

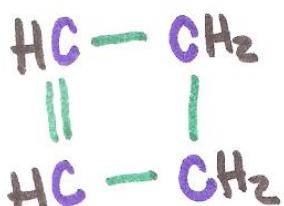
Fórmula geral: C_nH_{2n}



CicloPROPANO

Cicleno – são compostos que têm pelo menos uma ligação dupla entre carbonos;

Fórmula geral: C_nH_{2n-2}

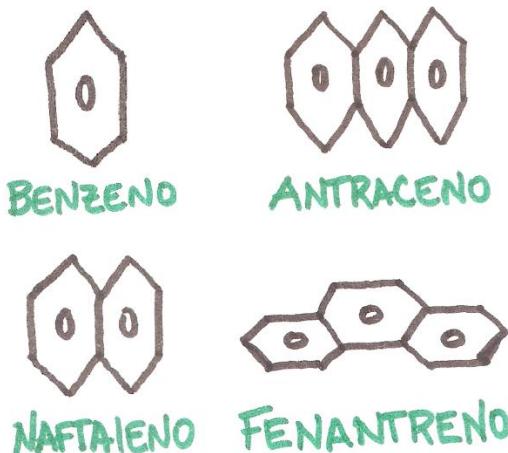


CicloPROPENO

CADEIAS CARBÔNICAS AROMÁTICAS

Os compostos aromáticos não seguem as regras de nomenclatura, eles têm uma nomenclatura própria. São considerados compostos atípicos, uma vez que a deslocalização permanente dos elétrons nas ligações π da molécula lhes confere o fenômeno de ressonância, em que todas as ligações químicas têm o mesmo comprimento.

Estes compostos recebem nomes próprios com a terminação **ENO**.



UM POUCO SOBRE O PETRÓLEO

A principal fonte de hidrocarbonetos é o petróleo, gás natural, hulha e xisto, chamados de combustíveis fósseis porque tem origem de matéria orgânica fossilizada.

A primeira coisa que nos vem à mente quando se fala em petróleo é combustível, mas ele é matéria-prima de muitas coisas que estão ao nosso redor, como plásticos, borrachas fertilizantes e tintas, entre tantas outras coisas.

Então, como se forma o petróleo?

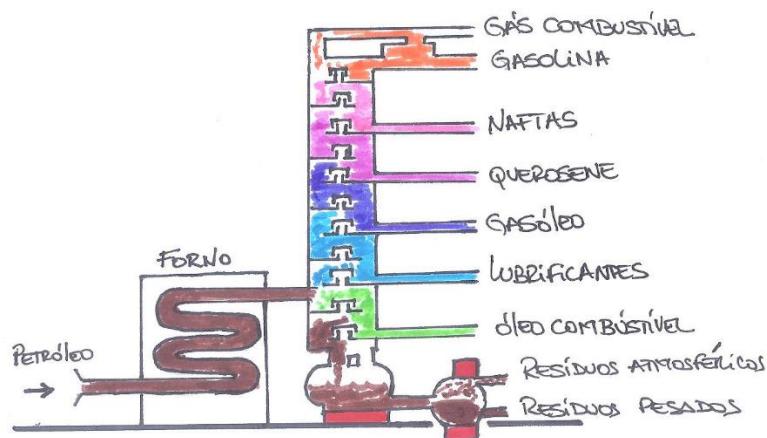
Há milhões de anos, animais marinhos, florestas e plâncton foram soterrados e essas múltiplas camadas foram se depositando uma sobre as outras, gerando compressão em regiões profundas da terra. Com o passar do tempo, esse material orgânico se transformou em petróleo.

Petróleo significa “óleo de pedra”. Como se formam em regiões de rochas sedimentares (sedimentos que se depositam em camadas), essas rochas são porosas – como esponjas–, e o petróleo se deposita nesses poros formando as bacias petrolíferas.

A extração do petróleo não é algo simples, requer tecnologia para que não haja contaminação do meio ambiente e também para que se tenha o máximo de eficiência no processo, reduzindo, assim, os custos de extração. Pode ser extraído tanto do continente quanto do mar.

O Brasil é referência internacional na extração de petróleo em altas profundidades, porém não basta retirar o petróleo de uma bacia petrolífera; ele precisa ser refinado e, para tal propósito, o petróleo é bombeado até uma refinaria através de oleodutos, onde é processado e separado em frações, que constituem um grupo de hidrocarbonetos, considerando o seu peso molecular.

Esse processo de separação pode ocorrer em várias etapas, porém temos um esquema simplificado abaixo:



O que é chamado de resíduo é reprocessado e assim se obtém novas frações de interesse; pode também ser transformado em produtos de interesse por um processo chamado **pirólise** ou **cracking**. Esse cracking – a quebra de cadeias grandes de hidrocarbonetos por menores de valor comercial – permite um aproveitamento quase total do petróleo.

O petróleo não é igual ao redor do planeta. Dependendo da região do mundo e da profundidade do petróleo extraído, ele terá frações com características diferentes. Por exemplo: o petróleo extraído no Oriente Nédeo é de baixa densidade e tem uma grande quantidade de compostos aromáticos; por outro lado, o petróleo brasileiro é rico em alcanos.

EXERCÍCIOS

1 - (Uema 2014) GLP (Gás Liquefeito de Petróleo), também conhecido popularmente como gás de cozinha, é um combustível fóssil não renovável que pode se esgotar de um dia para o outro, caso não seja utilizado com planejamento e sem excesso. Ele é composto, dentre outros gases, por propano (C_3H_8), butano (C_4H_{10}) e pequenas quantidades de propeno (C_3H_6) e buteno (C_4H_8). Esses compostos orgânicos são classificados como hidrocarbonetos que apresentam semelhanças e diferenças entre si.

Com base no tipo de ligação entre carbonos e na classificação da cadeia carbônica dos compostos acima, pode-se afirmar que:

- a) os compostos insaturados são propano e butano.
- b) os compostos insaturados são propeno e buteno.
- c) os compostos insaturados são propeno e butano.
- d) os compostos apresentam cadeias homocíclicas.
- e) os compostos possuem cadeias heterocíclicas.

2 - (Ufscar) Considere as afirmações seguintes sobre hidrocarbonetos.

(I) Hidrocarbonetos são compostos orgânicos constituídos somente de carbono e hidrogênio.

(II) São chamados de alcenos somente os hidrocarbonetos insaturados de cadeia linear.

(III) Cicloalcanos são hidrocarbonetos alifáticos saturados de fórmula geral C_nH_{2n} .

(IV) São hidrocarbonetos aromáticos: bromobenzeno, p-nitrotolueno e naftaleno.

São corretas as afirmações:

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

3 - (Uerj) "O Ministério da Saúde adverte: fumar pode causar câncer de pulmão." Um dos responsáveis por esse mal causado pelo cigarro é o alcatrão, que corresponde a uma mistura de substâncias aromáticas, entre elas benzeno, naftaleno e antraceno. As fórmulas moleculares dos três hidrocarbonetos citados são, respectivamente:



- a) C₆H₁₂ , C₁₂H₁₂ , C₁₈H₂₀
- b) C₆H₁₂ , C₁₂H₁₀ , C₁₈H₁₈
- c) C₆H₆ , C₁₀H₁₀ , C₁₄H₁₄
- d) C₆H₆ , C₁₀H₈ , C₁₄H₁₀
- e) n. d. a.

4 - (Mackenzie) A borracha natural é um líquido branco e leitoso, extraído da seringueira, conhecido como látex. O monômero que origina a borracha natural é o 2-metil-1,3-butadieno do qual é correto afirmar que:

- A) é um hidrocarboneto de cadeia saturada e ramificada.
- B) é um hidrocarboneto aromático.
- C) tem fórmula molecular C₄H₅.
- D) apresenta dois carbonos terciários, um carbono secundário e dois carbonos primários.
- E) é um hidrocarboneto insaturado de fórmula molecular C₅H₈

5 - (FURG) O gás engarrafado no Brasil, usualmente consumido em fogões, é

- A) uma mistura de hidrocarbonetos derivados do petróleo.
- B) obtido na destilação fracionada da madeira.
- C) produzido pela reação entre hidrogênio e carbono.
- D) uma mistura de compostos orgânicos comburentes.
- E) uma substância pura.

6 - (PUCRS) Os hidrocarbonetos de menor ponto de ebulação obtidos a partir da destilação fracionada do petróleo estão presentes

- A) na gasolina.
- B) na parafina.
- C) no óleo diesel.
- D) no querosene.
- E) no gás de cozinha.

7 - (UERGS) Gás natural, gasolina e parafina são derivados do petróleo que se caracterizam por apresentar diferentes.

- A) funções orgânicas.
- B) ligações intramoleculares.
- C) tipos de ligações intermoleculares.
- D) tamanhos da cadeia carbônica.
- E) elementos químicos na constituição da cadeia carbônica.

8 - (PUCRS) As características apresentadas a seguir

- I - São hidrocarbonetos alifáticos.
- II - Possuem fórmula geral C_nH_{2n-2} .
- III - São insaturados.
- IV - Em geral são isômeros dos ciclenos.

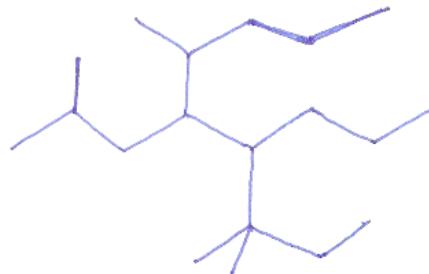
Referem-se aos representantes dos

- A) alcanos.
- B) alquenos.
- C) alquinos.
- D) ciclanos.
- E) aromáticos.

9 - (PUCRS) A destilação fracionada do petróleo NÃO tem como resultado

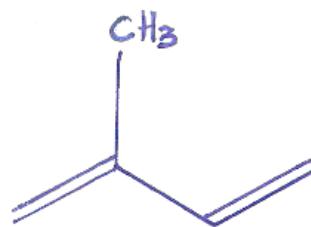
- A) o gás de cozinha.
- B) a gasolina.
- C) as águas amoniacais.
- D) o querosene.
- E) o óleo diesel.

10 - (Uff-RJ) Analise a estrutura seguinte e considere as regras de nomenclatura da IUPAC. Assinale a opção que indica as cadeias laterais ligadas, respectivamente, aos carbonos de números 4 e 5 da cadeia hidrocarbonada principal.



- a) propil e isobutil
- b) metil e isobutil
- c) terc-pentil e terc-butil
- d) propil e terc-pentil
- e) metil e propil

11- (Ufla-MG) De acordo com a IUPAC, o nome CORRETO do "Isopreno", o monômero básico dos polímeros, é



- 4-metil-1,3-butadieno
- 2-metileno-1,3-butadieno
- 4-vinil-1-penteno
- 2-metil-1,3-butadieno
- 2-metil-1,3-pentadieno

12 - (Uel-PR) Quantos átomos de hidrogênio há na molécula do ciclobuteno?

- a) 4
- b) 5
- c) 6
- d) 7
- e) 8

RESPOSTAS

- 1. B
- 2. B
- 3. D
- 4. E
- 5. A
- 6. E
- 7. D
- 8. C
- 9. C
- 10. A
- 11. D
- 12. C

PARA SABER MAIS!**Sites:**

Youtube

https://www.youtube.com/watch?v=31wrz-_WU4k

Vídeo-relatório sobre o projeto proposto na disciplina de Química Orgânica para o curso de Engenharia de Produção da UFSCar. Alternativas para geração de energia.

Tomeciênci

<http://tomeciencia.com.br/assista-agora/quimica-alem-das-formulas/>

Um pouco sobre moléculas e a Química além delas.

REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; JONES, Loreta. **Princípios da Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente**, 1.ed. Bookman, 2002.

BRADY, E.; RUSSELL, Joel W; HOLUM, John R. **Química - A Matéria e suas transformações**. Trad. 3.ed. J.A. Souza, vol.1 e 2. LTC, 2002.

BROWN, Theodore L.; LEMAY Jr., H; Eugene; BURSTEN, Bruce E.; BURDGE, Julia R. **Química. A Ciência Central**. Trad. 9.ed. Robson M. Matos. Pearson Prentice Hall, 2005.

FELTRE, Ricardo. **Fundamentos de Química**. Vol. único. 4.ed. São Paulo: Moderna, 2005. 700 p.

MCMURRY, J. **Química Orgânica**. vol. 1 e vol. 2. CENGAGE Learning. Tradução da 6^a Edição Norte Americana, 2008KOTZ, TREICHEL, John C.

PERUZZO. F.M.; CANTO. E.L. **Química na abordagem do cotidiano**. Vol 3, 4 ed. São Paulo: Moderna, 2006

REIS, Marta. **Química integral**. Vol. único. FTD,1993.

USBERCO, João; SALVADOR, Edgard. **Química Geral**. 12.ed. São Paulo: Saraiva, 2006. 480 p.

meSalva!