

QUÍMICA



Mineração:
extração do minério da jazida

Natureza corpuscular da matéria

Matéria e suas transformações - Módulos

- 9 – Forças intermoleculares
- 10 – Estrutura das substâncias e propriedades físicas
- 11 – Estrutura das substâncias e propriedades físicas (continuação)
- 12 – Forças intermoleculares: experiências
- 13 – Reação de oxidorredução: número de oxidação
- 14 – Conceito de oxidação, redução, oxidante e redutor
- 15 – Química da sobrevivência: a litosfera
- 16 – Metalurgia do alumínio e do cobre

Módulo

9

Forças intermoleculares

Palavras-chave:

- Forças de van der Waals
- Ponte (ligação) de hidrogênio

ESTUDO EXPLICA COMO LAGARTIXA ANDA NO TETO

Uma equipe nos EUA descobriu como as lagartixas fazem para andar pelo teto e em superfícies lisas: elas usam força atômica.

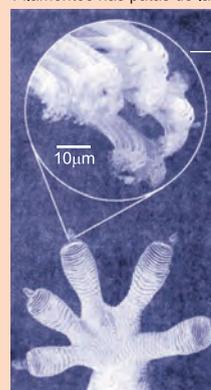
As lagartixas fazem uso da chamada Força de van der Waals, que age em distâncias curtas entre átomos não ligados entre si – aqueles da superfície por onde andam e os de filamentos microscópicos que elas têm nos pés.

Essas estruturas são pequenos “pelos” chamados de setas. Cada uma tem apenas um décimo da espessura de um fio de cabelo. Um pé de lagartixa tem perto de meio milhão dessas setas e cada uma delas é subdividida em centenas de estruturas menores.

(Folha de S. Paulo)

PATAS QUE GRUDAM

Filamentos nas patas de lagartixas aderem a superfícies



Filamentos nas patas de lagartixas, com milésimos de milímetro.

5.000 é o número de filamentos por milímetro quadrado, o equivalente a cerca de 500 milhões de filamentos em cada pata.

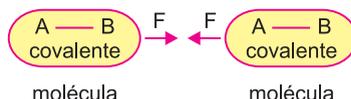
Os filamentos fazem com que as patas se prendam a paredes, devido a um tipo de força atômica que é criado entre as duas superfícies.

"Nature"

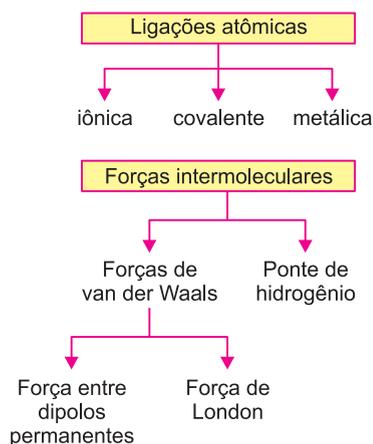
1. As moléculas atraem-se

As ligações atômicas (iônica, covalente e metálica) são mais fortes que as forças intermoleculares.

A ligação que prende os átomos dentro de uma molécula é a ligação covalente. Vamos, agora, analisar as forças que existem entre as moléculas.



Essas forças podem ser divididas em dois tipos:
Forças de van der Waals e ponte de hidrogênio.



2. Forças de van der Waals

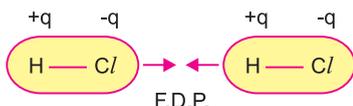
Existem vários tipos de forças incluídas neste grupo. Vamos estudar dois tipos principais:

3. Força entre dipolos permanentes (F.D.P.)

Dipolo permanente é o dipolo devido à diferença de eletronegatividade. Esta força existe, portanto, entre moléculas polares ($\mu_{\text{total}} \neq 0$). O polo negativo de uma molécula é atraído pelo polo positivo de outra molécula.

Essa força costuma ser chamada de força dipolo – dipolo.

Exemplo



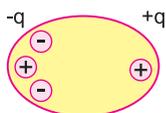
4. Forças de dispersão de London

Este tipo de força existe entre dipolos temporários ou induzidos que não são causados por diferença de eletronegatividade. O dipolo temporário surge quando ocorre um deslocamento dos elétrons com relação ao núcleo.

O dipolo temporário é causado por:

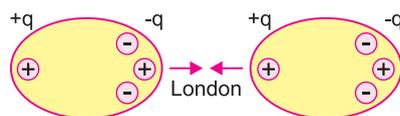
• Movimento natural dos elétrons

Assim, na molécula de iodo, os dois elétrons da ligação, em um certo instante, podem aparecer mais perto de um átomo do que do outro.



• Indução

Tendo-se uma molécula de iodo com dipolo temporário próxima de outra molécula sem dipolo, o polo negativo da primeira repele os elétrons e atrai os núcleos da segunda molécula. Aparece nesta um dipolo induzido.



• Colisões moleculares

Na colisão de moléculas pode haver o deslocamento dos elétrons com relação ao núcleo.

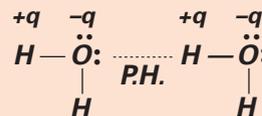
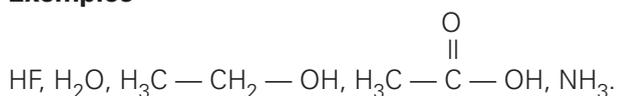
5. Ponte de hidrogênio ou ligação de hidrogênio

A ponte de hidrogênio é uma força anormalmente elevada entre dipolos permanentes.

Condições: Deve haver na molécula:

- átomo pequeno e bastante eletronegativo (F, O, N).
- par de elétron não compartilhado nesse átomo.
- H ligado a esse átomo.

Exemplos

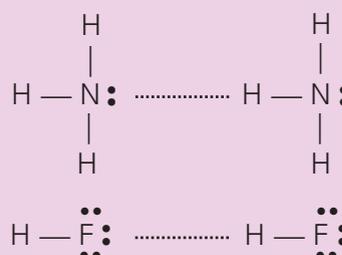


Saiba mais

Como é estabelecida a ponte de hidrogênio entre duas moléculas?

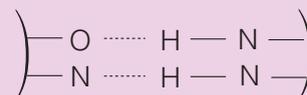
RESOLUÇÃO

A ponte de hidrogênio é sempre estabelecida entre o par eletrônico de uma molécula e o átomo de hidrogênio da outra molécula.



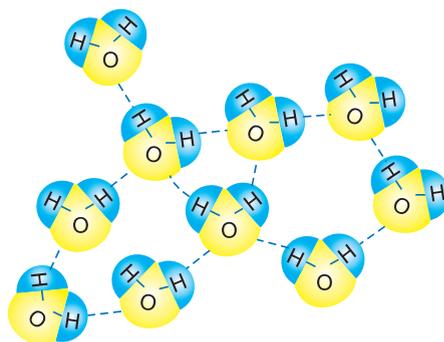
As pontes de hidrogênio determinam certas propriedades das substâncias. O fato de a água ser um líquido está ligado diretamente à existência dessas pontes entre suas moléculas. A estrutura e as propriedades das proteínas também dependem das pontes de hidrogênio.

Na molécula do DNA, uma base púrica liga-se a uma base pirimídica por ponte de hidrogênio.





No gelo, as moléculas de água (H_2O) estão presas por forças intermoleculares.



As forças intermoleculares na água (representadas por linhas tracejadas).

Exercícios Resolvidos

1 (MODELO ENEM) – A resistência de um líquido para fluir é chamada viscosidade. Quanto maior a viscosidade, mais lentamente o fluido flui. A viscosidade pode ser medida, determinando-se quanto tempo certa quantidade de líquido leva para fluir por um tubo fino sob a força gravitacional. A SAE (*Society of Automotive Engineers*) estabeleceu números para indicar a viscosidade de óleos de motor. Quanto maior o número, maior a viscosidade a qualquer temperatura. A figura mostra um teste com dois óleos de motor: SAE 10 e SAE 40.



De acordo com as informações contidas no texto e na figura, conclui-se que

a) o óleo de motor SAE 40 está à esquerda na figura e as forças atrativas entre as suas

moléculas são mais intensas do que as forças intermoleculares no óleo de motor SAE 10.

b) o óleo de motor SAE 40 está à direita e as forças atrativas entre suas moléculas são menos intensas do que as forças intermoleculares no óleo de motor SAE 10.

c) a viscosidade não depende das forças atrativas entre as moléculas.

d) o melão e o óleo de motor são líquidos de menor viscosidade que a água e a gasolina.

e) o óleo de motor SAE 40 flui mais rapidamente que o óleo de motor SAE 10.

Resolução

O melão e o óleo de motor fluem lentamente, enquanto água e gasolina fluem facilmente.

O melão e o óleo de motor têm maior viscosidade que água e gasolina.

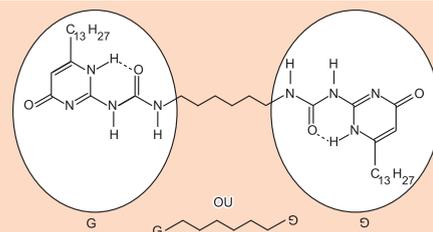
A viscosidade está relacionada com a facilidade de moléculas poderem mover-se em relação às outras. Portanto, ela é tanto maior quanto mais intensas forem as forças intermoleculares.

Na figura, à esquerda, o óleo de motor SAE 40 é mais viscoso, flui mais lentamente. Entre suas moléculas, as forças são mais intensas.

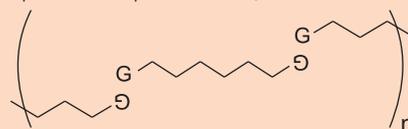
Resposta: A

2 (FUVEST-SP – MODELO ENEM) – Nos polímeros supramoleculares, as cadeias poliméricas são formadas por monômeros que se ligam, uns aos outros, apenas por ligações de hidrogênio e não por ligações covalentes, como nos polímeros convencionais. Alguns polímeros supramoleculares apresentam a propriedade de que, caso sejam cortados em duas partes, a peça original pode ser reconstruída, aproximando e pressionando as duas partes. Nessa operação, as ligações de hidrogênio que haviam sido rompidas voltam a ser formadas, “cicatrizando” o corte.

Um exemplo de monômero, muito utilizado para produzir polímeros supramoleculares, é



No polímero supramolecular,

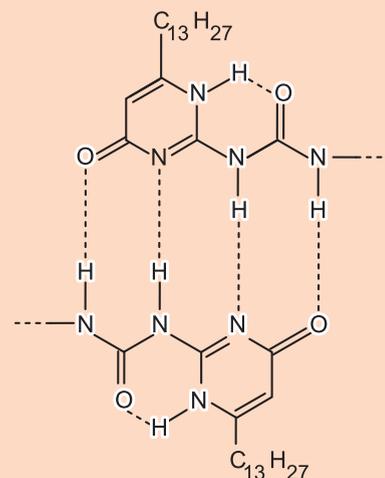


cada grupo G está unido a outro grupo G, adequadamente orientado, por x ligações de hidrogênio, em que x é, no máximo,

- a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

Resolução

Representando apenas os grupos G já invertidos:



podem-se verificar quatro ligações de hidrogênio no máximo.

Resposta: D

1 (UPF-RS) – Considere as seguintes interações intermoleculares:



As interações intermoleculares predominantes que atuam, em cada caso, são respectivamente:

- ligação dipolar; ligação de hidrogênio; Força de van der Waals.
- ligação dipolar; Força de van der Waals; ligação de hidrogênio.
- ligação de hidrogênio; Força de van der Waals; ligação dipolar.
- Força de van der Waals; ligação dipolar; ligação de hidrogênio.
- ligação de hidrogênio; ligação dipolar; Força de van der Waals.

RESOLUÇÃO:

- Entre as moléculas de álcool e de água, há ligação (ponte) de hidrogênio.
- Entre as moléculas de HI, a força é de van der Waals entre dipolos permanentes (ligação dipolar).
- Entre as moléculas de metano (apolar), a força é de van der Waals entre dipolos induzidos (Força de London).

Resposta: E

2 (UFSM-RS) – O nitrogênio líquido pode ser obtido diretamente do ar atmosférico, mediante um processo de liquefação fracionada; nessa situação, suas moléculas ficam unidas por ligações químicas denominadas

- iônicas.
- dativas.
- van der Waals.
- covalentes polares.
- covalentes apolares.

RESOLUÇÃO:

As moléculas de N_2 são apolares. Entre elas, há Força de van der Waals entre dipolos induzidos (Força de London).

Resposta: C

3 (UNIV. CATÓLICA DOM BOSCO-MS – MODELO ENEM) –

O CO_2 no estado sólido (gelo seco) passa diretamente para o estado gasoso em condições ambientes; por outro lado, o gelo comum derrete nas mesmas condições em água líquida, a qual passa para o estado gasoso numa temperatura próxima a 100°C . Nas três mudanças de estados físicos, são rompidas, respectivamente:

- ligações covalentes; pontes de hidrogênio; pontes de hidrogênio.
- interações de van der Waals; ligações iônicas; ligações iônicas.
- interações de van der Waals; pontes de hidrogênio; ligações covalentes.
- interações de van der Waals; pontes de hidrogênio; pontes de hidrogênio.
- interações de van der Waals; pontes de hidrogênio; interações de van der Waals.

RESOLUÇÃO:



São rompidas as interações de van der Waals entre dipolos induzidos.



Rompem-se as pontes (ligações) de hidrogênio.



São rompidas as ligações de hidrogênio.

Resposta: D

- Força intermolecular
- Massa molecular
- Ligação de hidrogênio

1. Propriedades físicas dependem das forças intermoleculares

As propriedades físicas das substâncias, tais como ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, solubilidade etc., dependem da natureza das partículas que constituem a substância e do tipo e da intensidade das forças entre essas partículas.

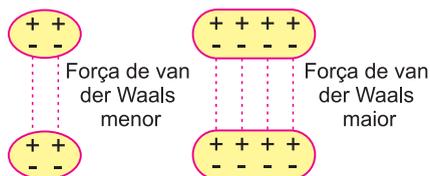
Para os compostos moleculares, podemos dizer que, quanto maior a força intermolecular, maiores serão os valores do ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade.

2. Ponto de ebulição (P.E.)

Na ebulição ocorre afastamento das moléculas. Portanto, quanto maior a força intermolecular, maior o P.E., ou seja, menos volátil a substância.

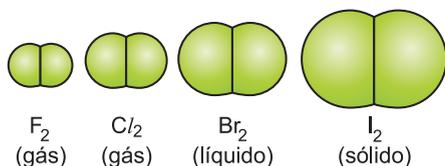
3. Substâncias apolares ($\mu_{\text{total}} = 0$)

Quanto maior a superfície da molécula (quanto maior a massa molecular), maior a Força de London e, portanto, maior o P.E. Em uma superfície grande, é maior a probabilidade de aparecer dipolo induzido.



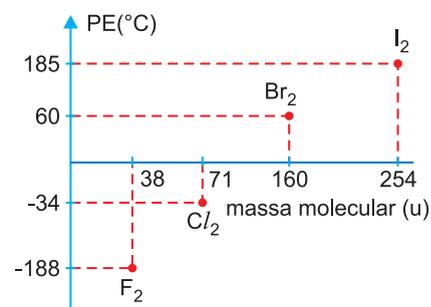
Quanto maior o número de elétrons e quanto mais distantes do núcleo (quanto maior a molécula), mais fácil será deslocar os elétrons com relação ao núcleo, e maior será a intensidade do dipolo instantâneo. Portanto, a Força de van der Waals – London aumenta à medida que aumenta a massa molecular. Devido a esse fato, os pontos de fusão e de ebulição aumentam à medida que a massa molecular aumenta.

Na família dos halogênios, os pontos de fusão e de ebulição crescem à medida que aumenta a massa molecular.



Halogênio	Massa molecular	P.F. (°C)	P.E. (°C)
flúor (F ₂)	38u	- 219	- 188
cloro (Cl ₂)	71u	- 101	- 34
bromo (Br ₂)	160u	- 7	60
iodo (I ₂)	254u	114	185

Ponto de ebulição dos halogênios



Unidade de massa atômica (u)

A unidade de massa atômica é igual a 1/12 da massa do átomo de carbono de número de massa 12. É, aproximadamente, igual à massa de um átomo de hidrogênio

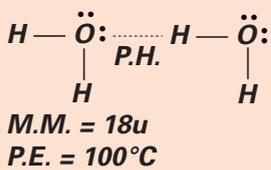
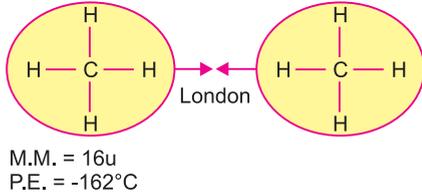
$$u = \frac{m_C}{12} = 1,66 \cdot 10^{-24}g$$

4. Para compostos de massa molecular próxima, o mais polar tem maior P.E.

Comparando dois compostos de massas moleculares próximas, um apresentando Força de London e o outro força entre dipolos permanentes, este último terá os maiores valores para as propriedades físicas. A força entre dipolos permanentes é maior que a força entre dipolos induzidos, para massas moleculares próximas.

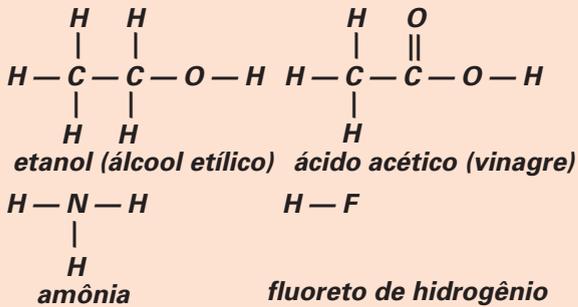
F — F	H — Cl
M.M. = 38u	M.M. = 36,5u
P.E. = - 188°C	P.E. = - 85°C
$\mu = 0$	$\mu \neq 0$

5. Compostos que estabelecem ponte de hidrogênio têm P.E. anormalmente elevado



A ponte de hidrogênio é um tipo de força intermolecular relativamente de grande intensidade. Aparece quando existe, dentro da molécula, hidrogênio ligado a flúor, oxigênio ou nitrogênio.

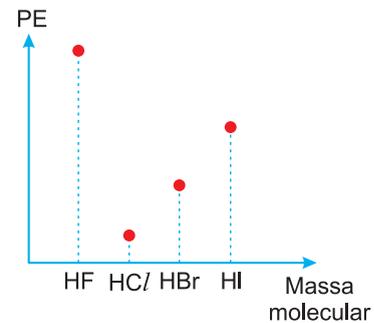
Exemplos de compostos orgânicos e inorgânicos que estabelecem ponte de hidrogênio:



Comparando compostos de massas moleculares próximas, aquele que estabelecer ponte de hidrogênio terá ponto de ebulição bem maior do que aquele que não estabelecer ponte de hidrogênio.

Para os halogenetos (haletos) de hidrogênio (HX), o HF tem maior P.E. porque estabelece ponte de hidrogênio.

Halogeneto de hidrogênio	P.E. (°C)
HF (MM = 20u)	20
HCl (MM = 36,5u)	- 85
HBr (MM = 81u)	- 67
HI (MM = 128u)	- 35



Exercícios Resolvidos

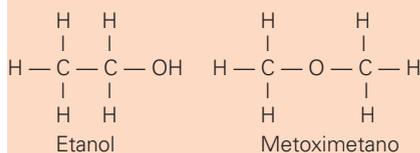
1 (UFRRJ) – À temperatura e pressão ambientes, a acetona evapora mais rapidamente que a água.

Diga o que se pode concluir, comparativamente, sobre ponto de ebulição e interações intermoleculares.

Resolução

O ponto de ebulição da água é mais elevado e as forças intermoleculares têm maior intensidade na água.

2 (UFRJ) – O etanol ou álcool etílico – conhecido popularmente apenas como álcool – é obtido no Brasil por fermentação de produto de cana-de-açúcar e tem a mesma massa molecular do metoximetano (ou dimetiléter). As estruturas dos dois compostos estão representadas abaixo:

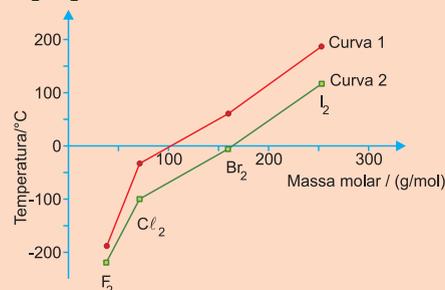


Qual das duas substâncias possui maior temperatura de ebulição? Justifique sua resposta.

Resolução

O etanol tem maior ponto de ebulição, pois estabelece ponte de hidrogênio.

3 (UFMG – MODELO ENEM) – Analise este gráfico, em que está representada a variação da temperatura de fusão e da temperatura de ebulição em função da massa molar para F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 , a 1 atm de pressão:



Considerando-se as informações contidas nesse gráfico e outros conhecimentos sobre o assunto, é correto afirmar que

a) a temperatura de fusão das quatro substâncias está indicada na curva 1.

b) as interações intermoleculares no Cl_2 são dipolo permanente-dipolo permanente.

c) as interações intermoleculares no F_2 são menos intensas que no I_2 .

d) o Br_2 se apresenta no estado físico gasoso quando a temperatura é de 25°C.

Resolução

Comentando:

a) **Incorreta.** A temperatura de fusão é sempre menor que a temperatura de ebulição.

b) **Incorreta.** As moléculas Cl_2 são apolares. As interações intermoleculares no Cl_2 são dipolo induzido – dipolo induzido.

c) **Correta.** Quanto mais intensas as interações intermoleculares, maior será temperatura de ebulição. Como a temperatura de ebulição do F_2 é menor, as interações intermoleculares no F_2 são menos intensas que no I_2 .

d) **Incorreta.** Observe no gráfico que a temperatura de 25°C é maior que a temperatura de fusão e menor que a temperatura de ebulição, ou seja, o Br_2 se apresenta no estado físico líquido, quando a temperatura é de 25°C.

Resposta: C

4 (CESGRANRIO – MODELO ENEM) – Observe a tabela abaixo:

HX	Ponto de ebulição em °C a 760mmHg
HF	+ 19,7
HCl	- 85
HBr	- 66,8
HI	- 35,1

Pontos de ebulição de compostos puros, do tipo HX, são apresentados na tabela acima. Nota-se

nesta tabela que o HF apresenta um ponto de ebulição demasiadamente elevado em relação aos pontos de ebulição dos demais compostos considerados conjuntamente. Indique, entre as opções oferecidas a seguir, aquela que melhor explica a anomalia apontada:

- dissociação do HF quando puro, em cátion H^+ e ânion F^- .
- apenas a molécula HF é polar, enquanto as demais são apolares.
- formação de pontes de hidrogênio muito fortes entre moléculas de HF.

d) apenas o HF é um composto tipicamente iônico, enquanto os demais são covalentes.

Resolução

Comentando

- Incorreta.** O HF dissocia-se quando dissolvido em água.
- Incorreta.** Todas as moléculas são polares.
- Correta.** Somente o HF estabelece ponte de hidrogênio, que é uma interação intermolecular muito forte.
- Incorreta.** Todos os compostos são moleculares e apresentam ligação covalente polar.

Resposta: C

Exercícios Propostos

1 (PUCCAMP-SP – MODELO ENEM) – Considere o texto abaixo.

“Nos *icebergs*, as moléculas polares da água associam-se por!..... ; no gelo seco, as moléculas apolares do dióxido de carbono unem-se por!!..... .

Consequentemente, a 1,0 atmosfera de pressão, é possível prever que a mudança de estado de agregação do gelo ocorra a uma temperatura!!!..... do que a do gelo seco”.

Para completá-lo corretamente, I, II e III devem ser substituídos, respectivamente, por:

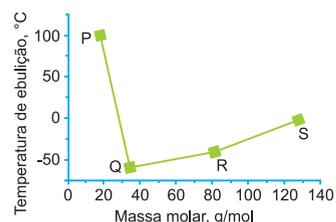
	I	II	III
a)	Forças de London	pontes de hidrogênio	menor
b)	pontes de hidrogênio	Forças de van der Waals	maior
c)	Forças de van der Waals	pontes de hidrogênio	maior
d)	Forças de van der Waals	Forças de London	menor
e)	pontes de hidrogênio	pontes de hidrogênio	maior

RESOLUÇÃO:

As pontes de hidrogênio entre as moléculas polares da água são mais fortes que as Forças de van der Waals entre as moléculas apolares do dióxido de carbono. Como consequência, o ponto de fusão da água é maior que o do dióxido de carbono.

Resposta: B

2 (UNESP – MODELO ENEM) – O gráfico a seguir foi construído com dados dos hidretos dos elementos do grupo 16 (O, S, Se, Te).



Com base neste gráfico, são feitas as afirmações seguintes:

- Os pontos P, Q, R e S no gráfico correspondem aos compostos H_2Te , H_2S , H_2Se e H_2O , respectivamente.
- Todos estes hidretos são gases à temperatura ambiente, exceto a água, que é líquida.
- Quando a água ferve, as ligações covalentes rompem-se antes das intermoleculares.

Das três afirmações apresentadas,

- apenas I é verdadeira.
- apenas I e II são verdadeiras.
- apenas II é verdadeira.
- apenas I e III são verdadeiras.
- apenas III é verdadeira.

RESOLUÇÃO:

I) **Errada.**

Os pontos P, Q, R e S correspondem aos compostos H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te . A água é o único desses compostos que estabelece ponte de hidrogênio e, por esse motivo, tem ponto de ebulição anormalmente elevado.

II) **Verdadeira.**

H_2S , H_2Se e H_2Te têm ponto de ebulição menor que $25^\circ C$ e são, portanto, gases à temperatura ambiente.

III) **Errada.** São rompidas as ligações de hidrogênio, forças intermoleculares.

Resposta: C

- Polar dissolve polar
- Apolar dissolve apolar

1. Princípio de solubilidade

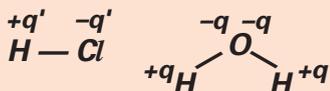
“O semelhante dissolve o semelhante”.

Uma substância é solúvel em outra quando apresentam o mesmo tipo de força intermolecular e aproximadamente com a mesma intensidade.

2. Substância polar dissolve substância polar

Compostos fortemente polares são bastante solúveis em água, pois esta é bastante polar.

Exemplo: HCl



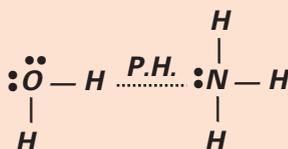
3. Influência da ligação de hidrogênio

Substâncias que estabelecem ponte de hidrogênio são bastante solúveis em água, pois esta também estabelece ligação de hidrogênio.

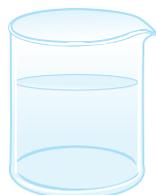
Exemplos

NH_3 , $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{OH}$, $\text{H}_3\text{C} - \text{COOH}$.

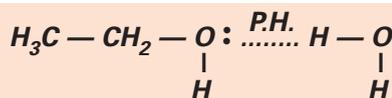
Amônia é um gás extremamente solúvel em água, pois as moléculas de NH_3 estabelecem ponte de hidrogênio com as moléculas de H_2O .



Álcool e água formam mistura homogênea em qualquer proporção. Façamos uma comparação: misturar água com álcool é como misturar água com água.



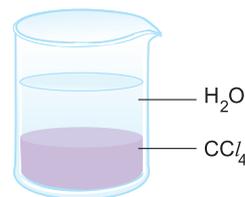
Água + álcool
(líquidos miscíveis)



4. Substâncias apolares são insolúveis em água

Exemplos: I_2 , CCl_4

Entre as moléculas de CCl_4 , há Forças de van der Waals – London, enquanto entre as moléculas de água há ligação de hidrogênio.



Água + tetracloreto de carbono
(líquidos imiscíveis)

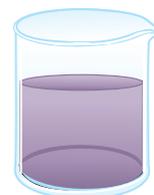
Um hidrocarboneto C_xH_y é praticamente apolar sendo insolúvel em água. Portanto, gasolina (mistura de hidrocarbonetos) e água são líquidos imiscíveis.

5. Uma substância apolar dissolve substâncias apolares

São solúveis em CCl_4 :

CH_4 , I_2 , C_xH_y (hidrocarboneto)

Entre as moléculas de I_2 e entre as moléculas do tetracloreto de carbono, há o mesmo tipo de força (van der Waals – London).



$\text{CCl}_4 + \text{I}_2$
(miscíveis)



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em “localizar”, digite **QUIM2M201**

Exercícios Resolvidos

1 (UFMS – ADAPTADO – MODELO ENEM) –

Em novembro de 2006, o Governo Federal decidiu aumentar de 20% para 23% a mistura de álcool anidro na gasolina. Para se determinar o teor de álcool na gasolina, é realizado um procedimento experimental simples: com uma pipeta, colocam-se 20,0 mL de gasolina em uma proveta. A seguir, adicionam-se 20,0 mL de água; com a proveta tampada, agita-se a mistura água-gasolina. Após a separação das fases, determina-se o volume de cada fase e, finalmente, calcula-se o teor porcentual de álcool na amostra de gasolina.

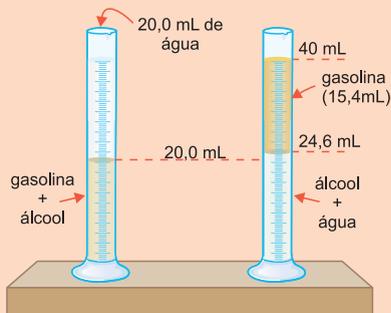
Baseado nesse procedimento experimental e no conhecimento das propriedades da água e do álcool, assinale a proposição correta.

- O álcool hidratado constitui um exemplo de sistema bifásico com um componente.
- A gasolina é um exemplo de mistura heterogênea.
- Nessa análise, o álcool presente na gasolina transfere-se preferencialmente para a fase orgânica por ser mais solúvel nessa fase.
- Se o volume final da gasolina for 15,4 mL, significa que a amostra de gasolina apresenta o teor alcoólico de acordo com o determinado pelo Governo.
- A água é uma mistura de oxigênio e hidrogênio.

Resolução

Comentando:

- Incorreta.** O álcool hidratado (96% de álcool e 4% de água) é um sistema monofásico com dois componentes.
- Incorreta.** A gasolina é mistura homogênea.
- Incorreta.** O álcool presente na gasolina transfere-se preferencialmente para a fase aquosa por ser mais solúvel nessa fase.
- Correta.**



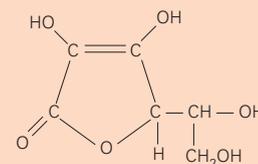
$$\begin{aligned} \text{Volume de álcool} &= 20,0\text{ mL} - 15,4\text{ mL} = 4,6\text{ mL} \\ 20,0\text{ mL} &\text{ ——— } 100\% \\ 4,6\text{ mL} &\text{ ——— } x \\ x &= 23\% \end{aligned}$$

O teor alcoólico está de acordo com o determinado pelo governo.

- Incorreta.** A água é uma substância pura composta, formada pelos elementos químicos hidrogênio e oxigênio.

Resposta: D

2 (UESPI-PI – MODELO ENEM) – A vitamina C atua como antioxidante. Pode ser encontrada nas frutas cítricas, framboesa, tomate, pimenta etc. De acordo com sua fórmula estrutural abaixo, assinale a alternativa correta.



- É praticamente insolúvel em água.
- Apresenta ponto de ebulição menor que a água.
- Forma ligações de hidrogênio entre suas moléculas.
- É totalmente solúvel no petróleo.
- É mais solúvel em compostos apolares.

Resolução

A vitamina C, por apresentar vários grupos hidroxila, estabelece pontes de hidrogênio entre suas moléculas, é solúvel em água e em outros compostos polares.

O ponto de ebulição da vitamina C é maior que o da água, pois a molécula é maior, mais polar e estabelece mais pontes de hidrogênio que a água.

Resposta: C

Exercícios Propostos

1 (UEMT – ADAPTADO – MODELO ENEM) – Em um recipiente contendo água, foi adicionado o mesmo volume de óleo. Observou-se que as duas substâncias não se misturam, formando um sistema bifásico.

São feitas as afirmações seguintes:

- As substâncias são imiscíveis, porque o óleo é mais denso que a água.
- A água e o óleo não se misturam devido às características polares de suas moléculas.
- No sistema formado, a água fica na parte inferior, porque é mais densa que o óleo.

Está correto o que se afirma somente em

- a) 1 b) 2 c) 3 d) 1 e 2 e) 2 e 3

RESOLUÇÃO:

1) **Errado.** São imiscíveis, porque a água é polar e o óleo é apolar.

2) **Errado.** O óleo é apolar.

3) **Correto.**

Resposta: C

2 (POUSO ALEGRE-MG) – Assinale a alternativa correta.

Sendo **A** um líquido polar e **B** um líquido apolar, pode-se afirmar corretamente que

- CO₂ será miscível em **A**;
- H₂O será miscível em **A** e **B**;
- H₂O será miscível apenas em **A**;
- NaCl será solúvel em **B**;
- CCl₄ será miscível em **A**.

RESOLUÇÃO:

Água, polar, dissolve **A**, polar, e não dissolve **B**, apolar.

Resposta: C

3 (UNIDERP-MS) – Para responder a esta questão, considere aspectos, como geometria molecular, polaridade, forças intermoleculares e as séries

- I) HF, HCl, HBr, HI II) NH₃, PH₃, AsH₃, SbH₃
 III) H₂O, H₂S, H₂Se, H₂Te IV) F₂, Cl₂, Br₂, I₂

As séries de moléculas que se dissolvem num solvente apolar, como o querosene, são

- I e II, apenas.
- II e IV, apenas.
- III e IV, apenas.
- IV, apenas.
- III, apenas.

RESOLUÇÃO:

Substâncias apolares dissolvem-se em querosene, apolar. As moléculas da série IV são apolares.

Resposta: D

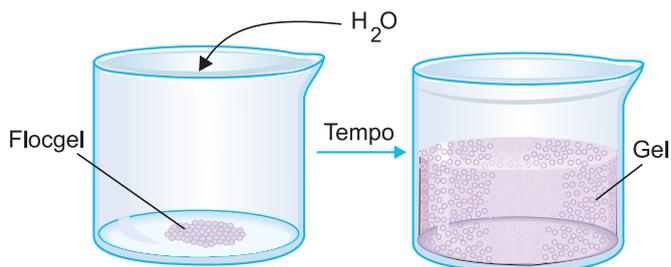
Experiência 1: Pontes de hidrogênio

Material

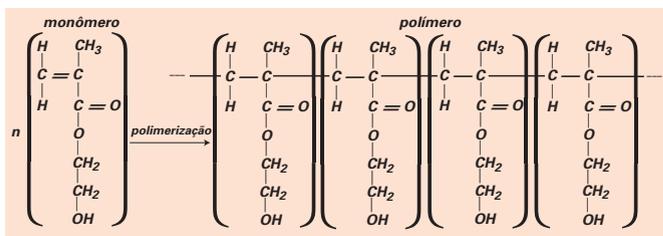
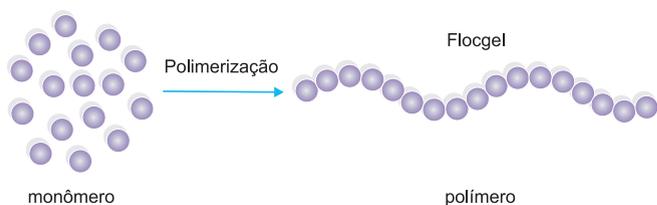
- flocgel (Hidroxietilmetilacrilato, “HEMA”)
- água
- béquer (100 mL)
- pisseta (500 mL)

Procedimento

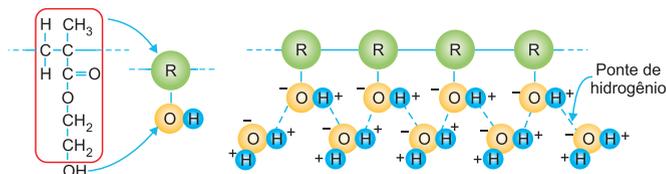
Colocar aproximadamente 0,5g de flocgel (ponta de palito) em um béquer de 100 mL, adicionando em seguida 20 mL de água.



Flocgel é um polímero, ou seja, uma molécula muito grande, formada pela reação de adição de várias moléculas menores (monômero), conforme se mostra a seguir, esquematicamente:



Após alguns segundos, forma-se um sistema gelatinoso no qual a água fica associada ao flocgel por fortes atrações intermoleculares. Para facilitar a explicação, observe o esquema a seguir:



Atividade

Baseado na fórmula estrutural do flocgel e da água, justifique o fenômeno observado.

RESOLUÇÃO:

O flocgel e a água unem-se por forças chamadas pontes de hidrogênio.

Experiência 2: Princípio de solubilidade

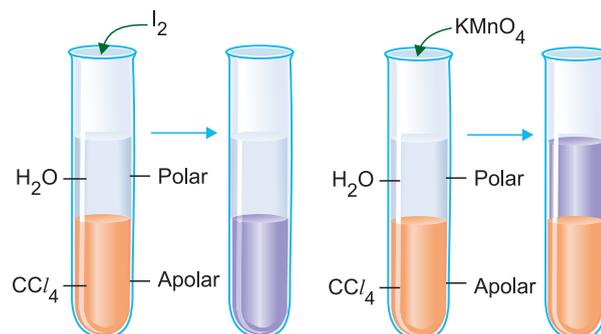
Material

- tetracloreto de carbono ou dissulfeto de carbono
- água
- óleo de cozinha
- detergente
- iodo
- permanganato de potássio
- 3 tubos de ensaio

Procedimento 1

Colocar, em dois tubos de ensaio, iguais quantidades de água (polar) e tetracloreto de carbono (apolar), aproximadamente 5 mL de cada um. Ambos não apresentam miscibilidade. A fase inferior é constituída pelo CCl_4 , que é mais denso que a água. Num dos tubos, adicionar um pouco de iodo (sólido molecular apolar), e no outro, permanganato de potássio (sólido iônico) e agitar os tubos.

O iodo dissolve-se apenas na fase de tetracloreto de carbono, enquanto o permanganato de potássio somente na fase de água.



Atividade

Baseado nesta experiência, o que se pode concluir sobre a miscibilidade das substâncias?

RESOLUÇÃO:

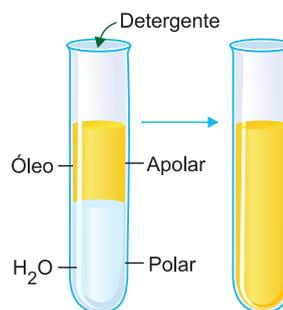
Substância polar (H_2O) dissolve substância polar ($KMnO_4$) e substância apolar (CCl_4) dissolve substância apolar (I_2).

Procedimento 2

Colocar em um tubo de ensaio iguais quantidades de água (polar) e óleo de cozinha (apolar), aproximadamente 5 mL. Agitar o sistema.

Ambos não apresentam miscibilidade.

Adicionar algumas gotas de detergente, e agitar novamente o sistema. Ocorrerá então a miscibilidade.

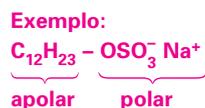


Atividade

Baseado nesta experiência, o que se pode afirmar sobre a natureza polar do detergente?

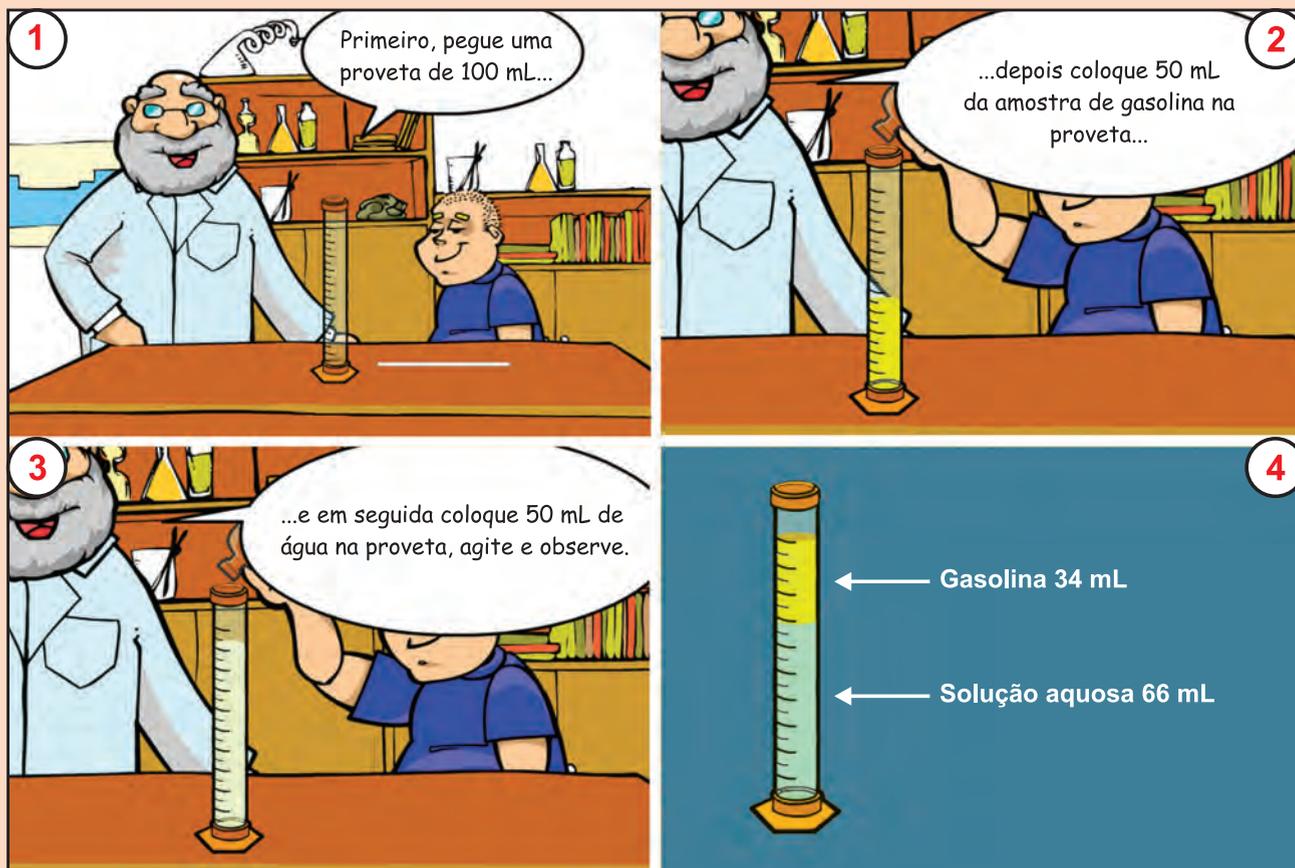
RESOLUÇÃO:

O detergente é formado por uma parte polar hidrófila e uma parte apolar lipófila.



Exercício Resolvido

1 (UFPB-PSS – MODELO ENEM) – Ao abastecer o veículo em um posto, o consumidor adquire a gasolina “C”, uma mistura de gasolina “A” (pura) com álcool anidro. A proporção em volume de álcool anidro nessa mistura é determinada por resoluções federais, podendo variar entre 20% e 25%. O teor de álcool na gasolina deve ser analisado, a fim de aferir a qualidade desse combustível, como ilustrado a seguir:



Disponível em: <http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_gasolinaadulterada.htm>. (Adaptado).

A partir dos dados da ilustração, é correto afirmar que, em volume, o teor de álcool presente nessa gasolina é de:

- a) 32% b) 68% c) 66% d) 20% e) 24%

Resolução

Aproximadamente todo o álcool é extraído da gasolina e passa para a camada aquosa.

$$\text{Volume de álcool} = 50\text{mL} - 34\text{mL} = 66\text{mL} - 50\text{mL} = 16\text{mL}$$

$$50\text{mL de gasolina} \text{ ————— } 16\text{mL de álcool}$$

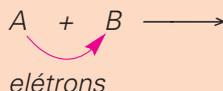
$$100\text{mL de gasolina} \text{ ————— } x \qquad \qquad \qquad x = 32\text{mL}$$

O teor de álcool na gasolina é 32%.

Resposta: A

- Número de oxidação
- Carga real • Carga fictícia

As reações de oxidação-redução (oxidorredução ou redox) são processos nos quais ocorre transferência de elétrons. As espécies reagentes trocam elétrons durante as colisões.



A maior parte da energia utilizada pela sociedade moderna é produzida por reações de oxidorredução. A queima de combustíveis para aquecer, cozinhar ou produzir energia elétrica ou mecânica envolve a transferência de elétrons.

O processo de respiração, a fotossíntese, a produção de um espelho, a pilha eletroquímica, a eletrólise envolvem reações de oxidorredução.

Até mesmo a corrosão de um metal e o enferrujamento são reações de oxidorredução.



Quando a palha de aço (ferro) aquecida é introduzida em oxigênio, ocorre uma violenta reação:

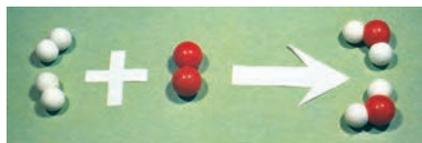
$$4\text{Fe}(s) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3(s)$$

Esse tipo de reação é de oxidorredução.

1. As reações de oxidorredução

Reação de oxidorredução (oxirredução, redox) é aquela que ocorre com transferência de elétrons.

Para realizar a análise de transferência de elétrons, os químicos estabeleceram o conceito de **número de oxidação** (representado por Nox).



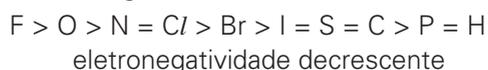
A reação de hidrogênio (H_2) com oxigênio (O_2) formando água (H_2O) é uma reação de oxidorredução ($2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$)

2. Eletronegatividade

É a propriedade que mede a tendência do átomo para receber elétron.

Um átomo bastante eletronegativo tem grande tendência para receber elétron.

O átomo de maior eletronegatividade é o flúor (F). Os átomos mais eletronegativos são:



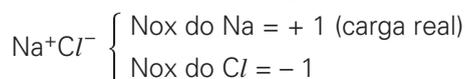
3. Conceito de número de oxidação (Nox)

Número de oxidação é a carga elétrica real do íon (nos compostos iônicos) ou imaginária (nos compostos

covalentes) que o átomo adquire, se os elétrons da ligação covalente forem contados somente para o elemento mais eletronegativo.

Exemplos

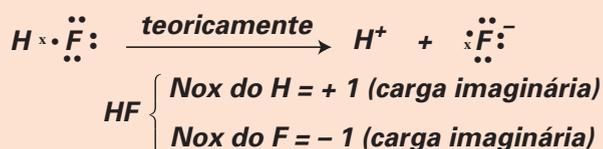
I) Considerando o cloreto de sódio (composto iônico), que tem íon de sódio: Na^+ e íon cloreto: Cl^- , temos que o Nox de cada íon é a carga elétrica real do íon.



II) Cloreto de cálcio: $\text{Ca}^{2+}\text{Cl}_2^-$ $\begin{cases} \text{Nox do Ca} = +2 \\ \text{Nox do Cl} = -1 \end{cases}$

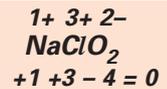
III) Óxido férrico: $\text{Fe}_2^{3+}\text{O}_3^{2-}$ $\begin{cases} \text{Nox do Fe} = +3 \\ \text{Nox do O} = -2 \end{cases}$

IV) Considerando o gás fluorídrico (composto molecular ou covalente), existe um par eletrônico compartilhado pelo hidrogênio e pelo flúor. Vamos admitir que o par de elétrons seja doado completamente ao flúor por ser este mais eletronegativo que o hidrogênio. Deste modo, o flúor fica com um elétron a mais e fica negativo, e o hidrogênio, que perdeu um elétron, fica positivo.

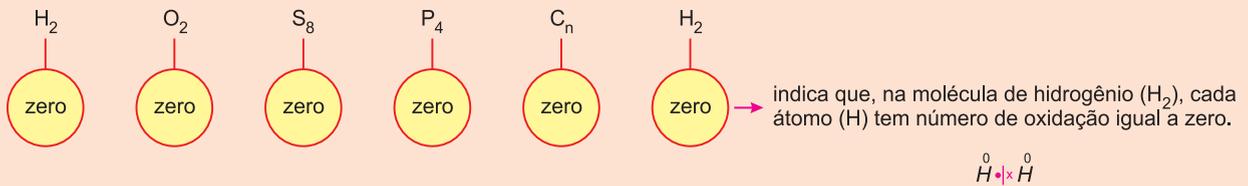


4. Número de oxidação (Nox) – regras práticas para o cálculo

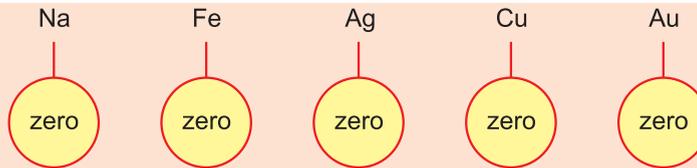
1. A somatória de todos os números de oxidação em um composto é zero. Exemplo:



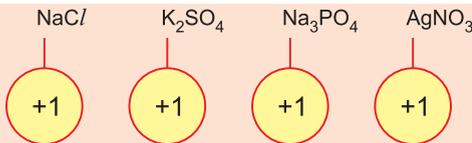
2. Nas substâncias simples, os átomos têm número de oxidação ZERO.



3. Os átomos dos elementos, quando não combinados, têm número de oxidação ZERO.



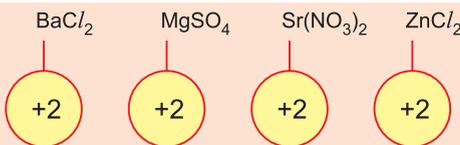
4. Os metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs e Fr) e a prata (Ag), nos compostos, têm número de oxidação +1.



Na (Z = 11) Os metais alcalinos e a prata apresentam 1 elétron na camada de valência. Em uma combinação química, esse elétron é cedido.

K	L	M
2	8	1

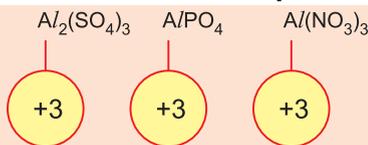
5. Os metais alcalinoterrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra) e o zinco (Zn), nos compostos, têm número de oxidação +2.



Mg (Z = 12) Os metais alcalinoterrosos e o zinco têm 2 elétrons na última camada. Em uma reação química, esses 2 elétrons são perdidos.

K	L	M
2	8	2

6. O alumínio (Al), nos compostos, tem número de oxidação +3.

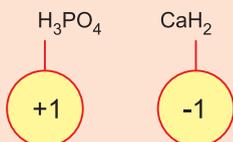


Al (Z = 13)

K	L	M
2	8	3

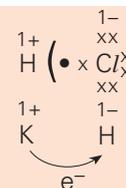
O alumínio cede os 3 elétrons da camada de valência.

7. O hidrogênio, nos compostos, tem Nox +1. Nos hidretos metálicos (combinado com metal), o Nox é -1.

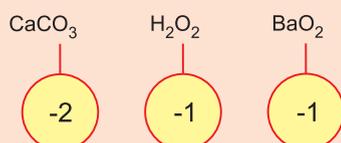


H (Z = 1)

K
1



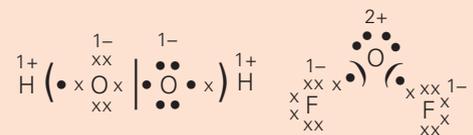
8. O oxigênio, nos compostos, tem Nox -2. Nos peróxidos [compostos que apresentam o grupo (—O—O—)], o Nox é -1. No OF_2 , o Nox é +2.



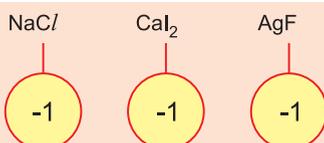
O (Z = 8)

K	L
2	6

O oxigênio tem tendência para receber 2 elétrons



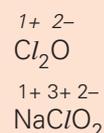
9. Os halogênios (F, Cl, Br e I), à direita da fórmula, têm número de oxidação -1. No centro e na esquerda da fórmula, o Nox é variável. O Nox do flúor é sempre -1 nos compostos.



Cl (Z = 17)

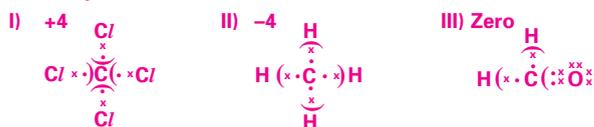
K	L	M
2	8	7

O átomo de cloro tem tendência para receber 1 elétron.



	I	II	III
a)	+ 4	- 4	0
b)	0	+ 4	- 4
c)	- 4	+ 4	0
d)	+ 4	+ 4	+ 4
e)	- 4	- 4	- 4

RESOLUÇÃO:



Resposta: A

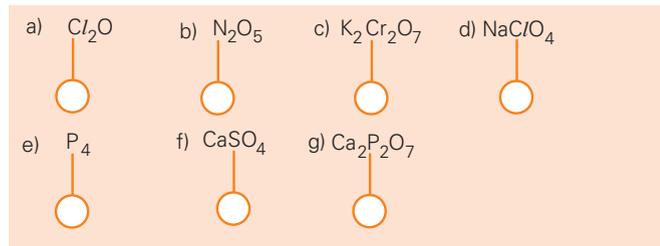
2 Em uma substância, a soma dos números de oxidação é zero. Baseando-se no exposto, calcular o Nox dos elementos assinalados nas substâncias abaixo.

Dados: Nox do O: - 2

Nox do K: + 1

Nox do Na: + 1

Nox do Ca: + 2



RESOLUÇÃO:

a) $2x - 2 = 0 \therefore x = + 1$

b) $2x - 10 = 0 \therefore x = + 5$

c) $+ 2 + 2x - 14 = 0 \therefore x = + 6$

d) $+ 1 + x - 8 = 0 \therefore x = + 7$

e) zero

f) $+ 2 + x - 8 = 0 \therefore x = + 6$

g) $+ 4 + 2x - 14 = 0 \therefore x = + 5$

Módulo

14

Conceito de oxidação, redução, oxidante e redutor

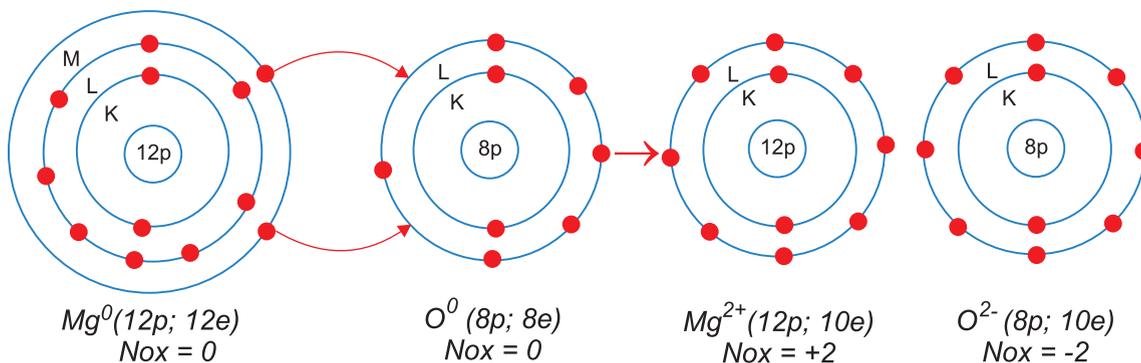
Palavras-chave:

- Oxidação • Redução
- Oxidante • Redutor

1. Oxidação e redução

Reação de oxidorredução é toda reação na qual ocorre transferência de elétrons. Como consequência, o número de oxidação (Nox) de alguns elementos varia.

Vamos considerar a combinação entre um átomo de magnésio e um átomo de oxigênio para formar óxido de magnésio. (Mg: Z = 12 e O: Z = 8.)



Átomo de magnésio cede dois elétrons ao átomo de oxigênio, dando origem ao cátion magnésio + 2 e ao ânion óxido - 2.

Observe que o átomo de magnésio perdeu dois elétrons para o átomo de oxigênio.

Dizemos que o magnésio se oxidou (sofreu oxidação, foi oxidado).

Oxidação é a perda de elétrons ou oxidação é o aumento do Nox

Para o oxigênio, que ganhou os elétrons, dizemos que ele se reduziu (sofreu redução, foi reduzido).

Redução é o ganho de elétrons ou redução é a diminuição do Nox

2. Oxidante e redutor

O que se observou no item anterior é que em uma reação de **oxidorredução** ocorre uma **transferência de elétrons**.

Aquele que recebe os elétrons é quem provoca a oxidação. Então, o receptor de elétrons é chamado **oxidante**.

Aquele que doa os elétrons é quem provoca a redução. Então, o doador de elétrons é chamado **redutor**.

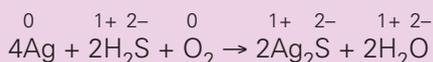


Saiba mais

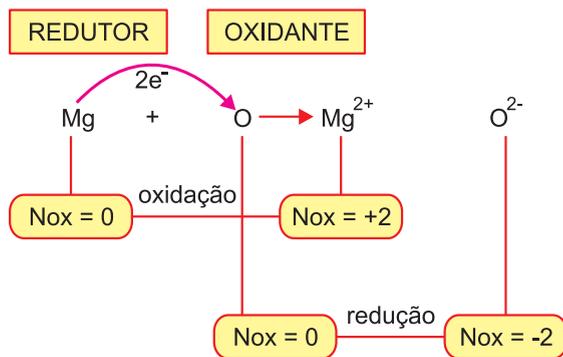
Oxidante e redutor são palavras de uso comum no nosso dia a dia.

Quando dizemos que um objeto de prata se oxidou, estamos dizendo que ele cedeu elétrons. No caso da prata, os elétrons são cedidos para o oxigênio do ar.

Na temperatura ambiente, realmente a prata não reage com oxigênio. Se no ar existirem compostos sulfurados (H_2S , por exemplo), a prata escurece aos poucos, formando sulfeto de prata, que é preto.

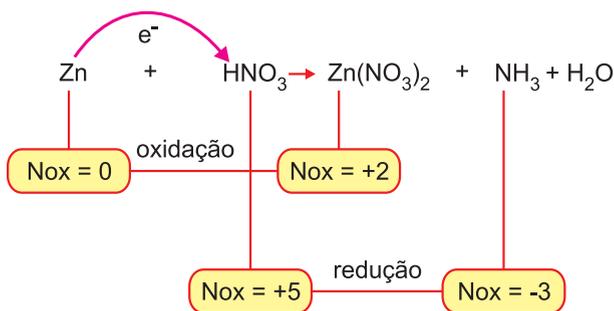


Resumo



Exemplo

Seja a reação não balanceada:



Quem sofreu redução foi o N.

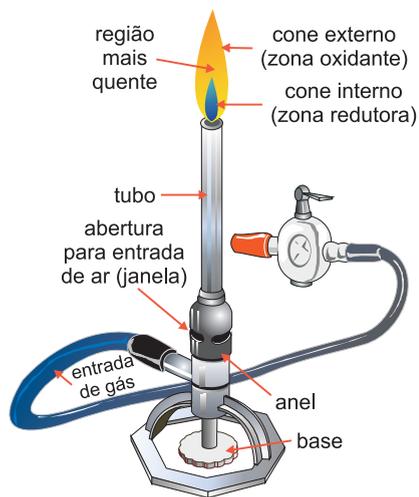
Quem sofreu oxidação foi o Zn.

O agente oxidante é o HNO_3 (espécie que contém o elemento reduzido).

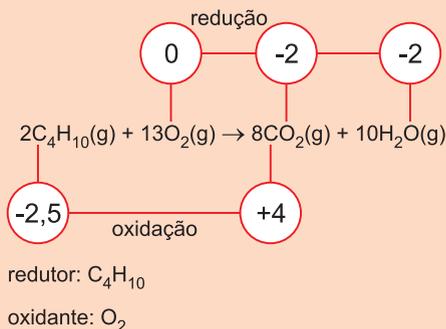
O agente redutor é o Zn (espécie que contém o elemento oxidado).



Bico de Bunsen



Bico de Bunsen é um aparelho ligado ao botijão de gás, que serve como fonte de aquecimento em laboratório. Nele, ocorre a combustão do gás butano, C_4H_{10} , conforme equação química:

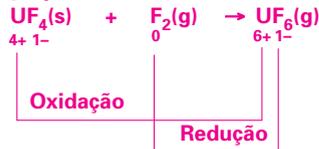


Equação II



Os números de oxidação dos elementos não variam; portanto, não é reação de oxirredução.

Equação III



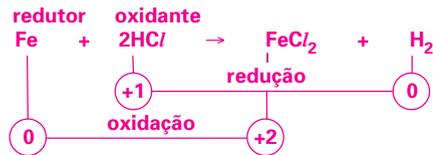
Portanto, a reação é de oxirredução.

Resposta: E

2 Na equação química dada a seguir: $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$, o nome e o número de oxidação do agente redutor são, respectivamente:

- cloro e 2.
- hidrogênio e 2.
- ferro e 0.
- existem dois agentes redutores (hidrogênio e cloro).
- ferro e 3.

RESOLUÇÃO:



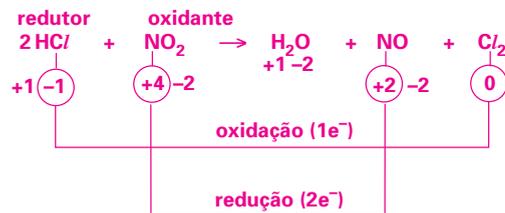
Resposta: C

3 Assinale a afirmativa correta em relação à reação:



- O elemento oxigênio sofre redução.
- O elemento cloro sofre redução.
- O HCl é o agente oxidante.
- O NO_2 é o agente redutor.
- O NO_2 é o agente oxidante.

RESOLUÇÃO:



Resposta: E

Módulo

15

Química da sobrevivência: a litosfera

Palavras-chave:

- Minério • Rocha • Ígnea
- Sedimentar • Metamórfica

As partes constituintes da Terra

O planeta Terra (raio de aproximadamente 6.400km) pode ser dividido em várias partes:

I) Núcleo interno (sólido)

II) Núcleo externo (líquido)

O núcleo tem aproximadamente 2.900km de raio e é formado principalmente por ferro e níquel. A temperatura do núcleo é de alguns milhares de graus, temperatura suficiente para derreter as rochas na superfície. No entanto, como a pressão é maior que 1 milhão de atmosferas, os sólidos podem manter-se está-

veis. O núcleo interno é sólido, enquanto o núcleo externo é líquido.

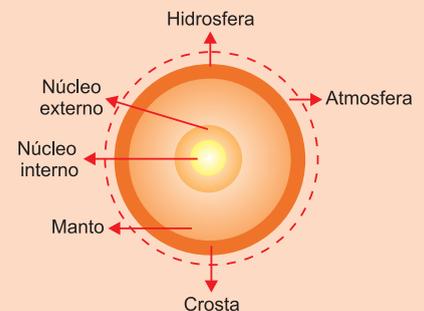
III) Manto

O manto é uma camada pastosa com espessura da ordem de 3.500 km e é formado principalmente por silicatos de magnésio e ferro.

IV) Crosta terrestre (litosfera)

A crosta terrestre é a camada mais externa, com profundidade de 4 a 40 km. Deve-se notar que as minas mais profundas não ultrapassam 5 quilômetros e os poços de petróleo mais fundos vão no máximo até 8 quilômetros. Encontramos na crosta terrestre silicatos, aluminatos, me-

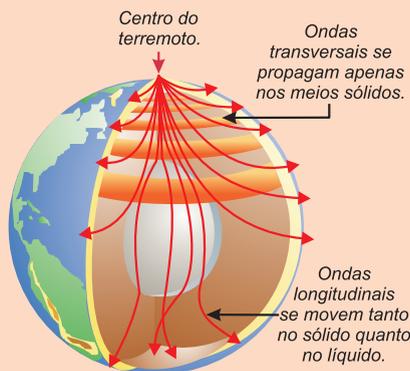
tais, carvão, petróleo, gás natural, carbonatos, óxidos, sulfetos etc.



Na formação da natureza interessam quatro partes: litosfera (crosta terrestre), hidrosfera, atmosfera e biosfera (reino animal e vegetal).

Ondas sísmicas contam o que há no interior do planeta.

A Terra parece uma caixa de presentes: quando é chacoalhada, dá para adivinhar o que há lá dentro. Os terremotos fazem esse trabalho porque produzem dois tipos de ondas. As longitudinais são parecidas com as ondas de som e podem propagar-se tanto no líquido quanto no sólido. As transversais só caminham em meio sólido e são mais lentas que as longitudinais.



Ao redor de todo o planeta, existem sismógrafos, equipamentos ca-

pazes de captar os dois tipos de ondas. Ligados a computadores, eles registram as ondas que chegam e enviam informações para centros de geofísica. Graças a esse processo, sabe-se que essas ondas se movem mais rápido em áreas frias e mais devagar em regiões quentes, o que ajuda a localizar as porções das camadas aquecidas e mapear as correntes de material que sobem no manto. Foi estudando as ondas sísmicas que se descobriu que a parte externa do núcleo é líquida e que o restante é sólido.

1. Abundância dos elementos na crosta terrestre

Abundância dos elementos na crosta terrestre

Elemento	Número Atômico	Número de átomos em uma amostra de 100.000 átomos
O	8	60.500
Si	14	20.450
Al	13	6.250
H	1	2.700
Na	11	2.580
Ca	20	1.890
Fe	26	1.870
Mg	12	1.790
K	19	1.380
Ti	22	270
P	15	86
C	6	55
Mn	25	38
S	16	34
F	9	33
Cl	17	28
Cr	24	15
Ba	56	8

Os elementos de baixo número atômico são os mais abundantes na crosta terrestre.

Na tabela acima, damos o número de átomos de cada elemento existente em uma amostra da crosta contendo 100.000 átomos. Verificamos que 60% dos átomos são de oxigênio e 20%, de silício.

A composição média da crosta terrestre em porcentagem em massa é a seguinte:

Elemento	% em massa
O	46,6
Si	27,7
Al	8,1
Fe	5,0
Ca	3,6
Na	2,8
K	2,6
Mg	2,1
Ti	0,4
Todos os outros	1,1



Saiba mais

O oxigênio é o elemento mais abundante na crosta terrestre.

A maior parte das rochas contém oxigênio: óxidos, silicatos, carbonatos, fosfatos, nitratos, aluminatos etc. Na crosta existe grande quantidade de areia (SiO_2) e silicatos complexos.

Observe que o metal mais abundante na crosta terrestre é o alumínio, pois o oxigênio é não metal, enquanto o silício é semimetal.

2. Minérios

No decorrer das eras geológicas, vários processos (fusão, cristalização, dissolução, precipitação) deram como resultado a concentração de diversos elementos em depósitos locais. Nesses depósitos os elementos se agruparam, formando compostos estáveis que são chamados minerais.

Os minerais que constituem fonte comercial de elementos desejados são chamados minérios. Portanto, **minério é todo mineral cuja extração é economicamente interessante.**

Alguns minérios importantes:

- a) PbS – galena
- b) HgS – cinábrio
- c) ZnS – blenda
- d) FeS₂ – pirita (ouro dos trouxas)
- e) Fe₂O₃ – hematita
- f) Fe₃O₄ – magnetita
- g) MnO₂ – pirolusita
- h) SnO₂ – cassiterita
- i) Al₂O₃ · 2H₂O – bauxita
- j) NaCl – sal-gema
- l) CaCO₃ – calcário, mármore, calcita

3. Alguns elementos ocorrem no estado nativo (livre)

Alguns elementos (de pequena reatividade) ocorrem na crosta não combinados com outros elementos.

Exemplos

- a) Metais nobres: ouro, platina, cobre, prata.
- b) Alguns não metais: carbono (grafita e diamante), enxofre.

4. Rochas

A camada externa sólida da Terra é constituída de rochas que se formaram pelo resfriamento de massa ígnea. Geralmente, as rochas são misturas de minerais.

Mineral é um material sólido que apresenta uma composição química definida e propriedades características, tais como: dureza (resistência ao risco), densidade, cor, brilho, sistema cristalino etc.

Exemplos

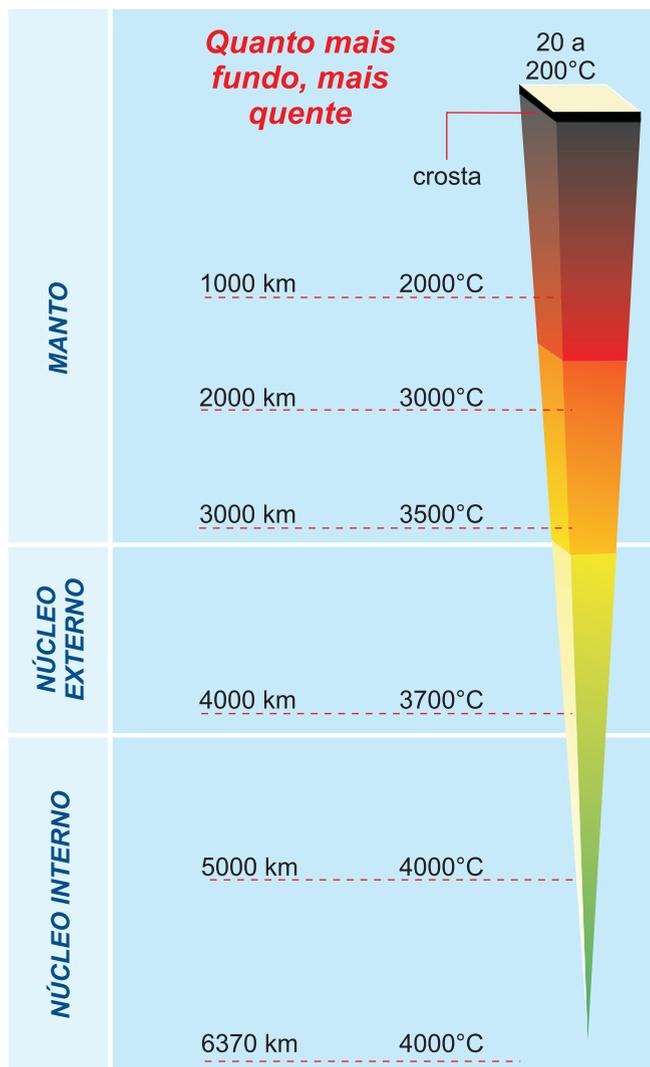
Calcita (CaCO₃), hematita (Fe₂O₃), cristal de rocha ou quartzo ((SiO₂)_n) etc.

Ao microscópio, observa-se que as rochas são feitas de cristais de diversos minerais, formando um aglomerado semelhante a um mosaico.

Foto Objetivo Mídia



Quartzo.



5. Tipos de rochas

A – Rochas ígneas ou magmáticas

São rochas formadas pelo esfriamento de material derretido (lava ou magma).

As **rochas ígneas extrusivas** formam-se quando a lava vem para a superfície e esfria rapidamente. São rochas constituídas por cristais pequenos. Uma rocha extrusiva típica é o basalto, cujo material é denso, escuro e finamente granuloso. As **rochas ígneas intrusivas** são formadas pelo esfriamento da lava no interior da crosta.

Foto Objetivo Mídia



Basalto.

Esse esfriamento lento da lava provoca o aparecimento de cristais grandes, muitas vezes visíveis sem o auxílio de microscópio. O granito é uma rocha ígnea intrusiva formada por cristais dos minerais quartzo, feldspato e mica.

Foto Objetivo Mídia



Granito. Os grãos cinzentos ou avermelhados são de feldspato; os claros são de quartzo e os transparentes ou escuros são de mica.

B – Rochas sedimentares

A erosão das rochas ígneas (ação da chuva, dos ventos, das águas dos rios e mares) forma partículas que são arrastadas e vão sedimentar-se em lugares mais baixos. As rochas sedimentares são constituídas de fragmentos de outras rochas ou de restos de animais e vegetais fossilizados e apresentam organização em camadas.

As rochas sedimentares duras formam-se da seguinte maneira: as camadas depositadas de sedimentos são comprimidas, liberando ar e agrupando as partículas. Quanto mais espessa é a camada, maior é a pressão sobre as camadas inferiores. Pode ocorrer uma litificação (cimentação) com calcita, sílica ou hidróxido de ferro entre as partículas do sedimento, tornando-o mais duro. Os fósseis ocorrem somente em rochas sedimentares.

Como exemplos de rochas sedimentares, podemos citar: os arenitos (SiO_2 impuro), o calcário (CaCO_3 impuro) e recife de coral (calcário).

Por movimentos da crosta terrestre, as rochas sedimentares podem ser expostas na superfície.

Foto Objetivo Mídia



Arenito.

Foto Objetivo Mídia



Calcário.

C – Rochas metamórficas

Altas temperaturas e pressões atuam sobre outras rochas, modificando o tamanho das partículas, a organização e a composição química. O mármore é uma transformação do calcário. As rochas sedimentares das camadas mais profundas sofrem a ação de pressões e temperaturas elevadas, e tornam-se mais compactas.

No xisto e no gnaisse, todos os minerais da rocha original são deformados e metamorfoseados.



Gnaisse.



Xisto.



Mármore.



Foto Objetivo Mídia

A ardósia é cinza-escura e divide-se em lâminas devido aos cristais de mica formados pelo metamorfismo.

6. Fósseis

Fósseis são restos de organismos vivos encontrados no interior de rochas sedimentares.

Não existem fósseis de animais sem esqueleto, pois as partes carnudas e moles dos animais se decompõem rapidamente.

A carapaça ou esqueleto fragmentar-se-á no fundo de lagos, mares ou oceanos se a deposição do animal, após a sua morte, não for simultânea com o sedimento que o recobrirá, formando estratos.

Foto Objetivo Mídia





Viagem ao interior da Terra

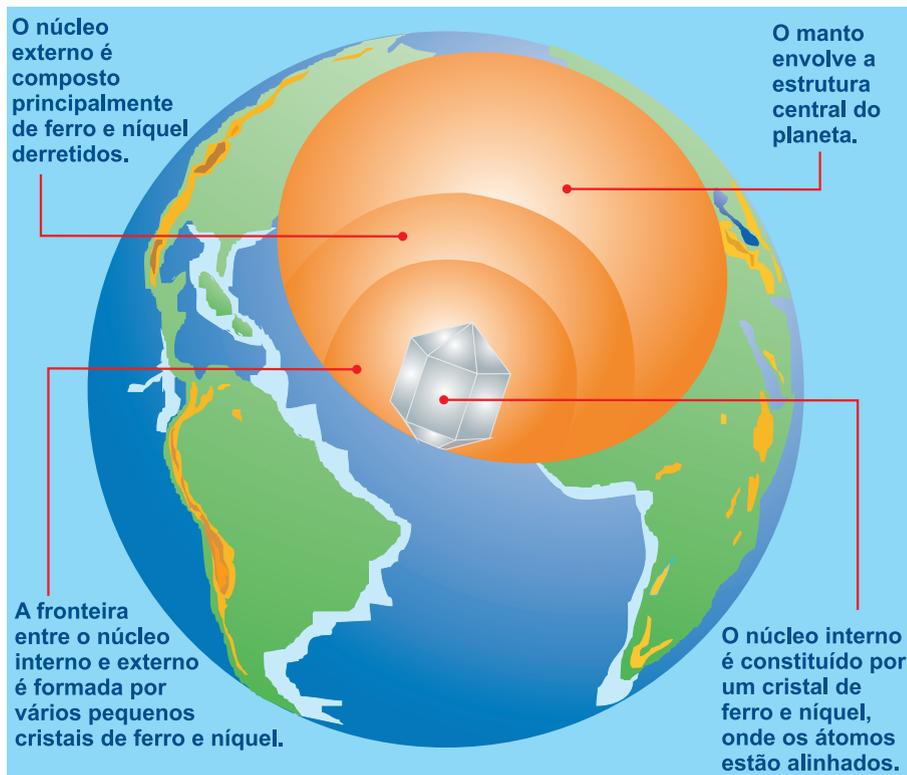
A primeira etapa para quem quer conhecer a Terra mais profundamente é a casca que a envolve, que tem uns 30 quilômetros de espessura. Desde que o planeta surgiu, há 4,6 bilhões de anos, essa embalagem mudou bastante. Aliás, até 3,8 bilhões de anos atrás, ela praticamente não existia. Era só rocha quente e mole. De lá para cá, a superfície foi esfriando, mas ficaram umas falhas. Por isso, hoje o invólucro terrestre parece mais um quebra-cabeça. Ele é formado por doze peças, chamadas placas tectônicas, que constituem os continentes e o chão dos oceanos.

As emendas entre as peças não são perfeitas. Por isso, elas abrem fendas para que o material quente vindo do manto suba e passe a fazer parte da crosta. Tanto nos continentes quanto no fundo do mar. Quando duas placas se chocam, uma entra um pouco sob a outra. É geralmente nessas regiões que surgem os vulcões.

No caso de uma placa continental se chocar com uma oceânica, a segunda leva a pior e vai parar embaixo da primeira. Isso porque a crosta, nos oceanos, é mais fina, com cerca de 7 quilômetros de espessura. Na trombada, podem surgir montanhas também. Foi assim que se formou a Cordilheira dos Andes: a placa do Pacífico bateu com a da América do Sul. Já o choque entre duas massas oceânicas é mais calmo porque ambas são "leves". Elas se acomodam e abrem espaço para o material do manto subir, esfriar no contato com a água gelada e, assim, formar grandes montanhas no fundo do mar.

A segunda escala da viagem ao interior da Terra é a mais agitada. No manto formam-se as correntes de convecção, movimentos de gigantescas porções de material quente que fazem com que os continentes mudem de lugar. Tudo isso acontece graças a duas fontes de calor. Uma delas é o núcleo externo, a camada logo abaixo do manto. Assim como todo o planeta, com o passar do tempo esse núcleo está perdendo temperatura e, muito lentamente, vai-se resfriando, jogando energia para fora. A outra fonte está dentro do próprio manto. Na sua composição, existem substâncias radioativas que produzem calor.

Quando partes do manto esquentam, ficam mais leves e sobem para perto da



crosta. Acontece que elas também descem, embora os cientistas não saibam exatamente como. A principal hipótese é que, depois de esfriar, o material que subiu ganha peso e vai descendo até atingir a fronteira com o núcleo externo. Quando é pesado demais, desce todo de uma vez e se espalha, como numa explosão de fogos de artifício.

Esse sobe e desce pode dar a ideia de que o manto é líquido, mas não é bem assim. Seu comportamento é meio estranho. Ele é duro, tanto que certos tipos de ondas sísmicas, que só se propagam em sólidos, conseguem caminhar dentro dele. No entanto, numa escala maior de tempo (como alguns milhões de anos), o manto sofre alterações e não parece tão sólido assim. É como se pegássemos um pedaço de parafina e colocássemos um prego sobre ele. No início o prego continua no mesmo lugar, mas, um dia depois, ele penetra, mostrando que a parafina não é tão rígida.

A última escala da descida, e a mais fascinante, é exatamente o centro da Terra. A ciência já sabia que esse núcleo é feito de ferro e níquel, mas só a partir de

1994 é que ele começou a mostrar melhor a cara. Primeiro vieram novas pistas sobre a composição química. O fato de a densidade do núcleo ser 10% menor que a do ferro e níquel indicava que havia outros elementos em sua formação. Uma experiência realizada no Instituto Carnegie de Washington simulou a pressão e a temperatura lá do fundo. E conseguiu calcular a estrutura e a densidade de outros elementos ali presentes, que correspondiam às características do oxigênio ou a uma mistura de oxigênio com enxofre. O oxigênio não se dissolve em ferro metálico em condições ambientais normais, mas a alta temperatura e a pressão do núcleo permitem essa solubilidade.

Restava saber de que forma esse material estava organizado. No final do ano passado, os geofísicos Ronald Cohen, do Instituto Carnegie, e Lars Stixrude, do Instituto de Tecnologia da Geórgia, também nos Estados Unidos, concluíram que a pressão muito alta faz com que a estrutura do núcleo seja cristalina, ou seja, suas partículas ficam perfeitamente alinhadas.

Exercícios Resolvidos

1 (PASUSP – MODELO ENEM) – Um professor colocou vários tipos de rochas em recipientes separados, contendo o mesmo volume de solução de vinagre que, por ser ácido, foi utilizado para simular a chuva ácida e demonstrar seus possíveis efeitos. Mediu o pH da solução no início do experimento, obtendo o valor 3. Após uma semana, algumas das soluções apresentaram o mesmo pH inicial, ao passo que em outras, o pH se aproximou de 7. Qual das seguintes afirmações explica, de maneira mais satisfatória, o efeito observado?

- Todas as soluções poderiam, eventualmente, atingir o pH 7, portanto o experimento ainda não se teria completado.
- O aumento do pH, em alguns casos, deve-se à reação do vinagre com o oxigênio dissolvido na solução.
- A composição química das rochas é variada, portanto algumas, mas não todas, reagem com o vinagre.
- As rochas não possuem o mesmo tamanho, portanto as reações não se processam da mesma forma.
- A porosidade das rochas é diferente, tornando a reação com o vinagre mais efetiva em alguns casos.

Resolução

Rocha é uma mistura de minerais (substâncias encontradas naturalmente na litosfera). Os minerais geralmente são óxidos ou sais. Esses compostos podem ter caráter básico.

O ácido acético reage com substâncias de caráter básico encontradas na rocha.

Como os resultados dos experimentos são diferentes, podemos afirmar que a composição química das rochas é variada, portanto, algumas, mas não todas, reagem com o vinagre. Nos experimentos que apresentaram pH final próximo de 7, as rochas reagiram com o ácido acético.

Resposta: C

2 (MODELO ENEM) – Rocha é um agregado natural composto por alguns minerais ou por um único mineral. Pelas suas origens ou maneiras como foram formadas, as rochas são classificadas como **ígneas** (ou **magmáticas**), **sedimentares** e **metamórficas**.

As rochas ígneas são formadas pelo resfriamento do magma (lava), material pastoso que, há bilhões de anos, deu origem às primeiras rochas e ainda existe no interior da Terra. Podem ser de dois tipos: a) **extrusivas**, formadas pelo resfriamento rápido da lava na superfície. São rochas constituídas por cristais pequenos; b) **intrusivas**, formadas pelo resfriamento lento da lava no interior da crosta.

São rochas constituídas por cristais grandes.

As rochas sedimentares são constituídas de fragmentos de outras rochas ou de restos de animais e vegetais que se acumularam em locais mais baixos.

Os fósseis são restos de organismos vivos encontrados no interior de rochas sedimen-

tares. As rochas sedimentares apresentam organização em camadas.

As rochas metamórficas são formadas pela deformação de outras rochas, ígneas, sedimentares e até mesmo de outras rochas metamórficas. Altas temperaturas e pressões atuam sobre as partículas, mudando o seu tamanho, a sua organização e até mesmo a sua composição química.

Sobre o assunto, **não se pode afirmar:**

- O basalto é uma rocha ígnea finamente granulada, sendo, portanto, uma rocha extrusiva.
- O calcário foi formado pela deposição de partículas de carbonato de cálcio (CaCO_3) que foram agrupadas por compressão, causada pelas camadas superiores, sendo, portanto, uma rocha sedimentar.
- O mármore foi formado a partir do calcário submetido a altas pressões e temperaturas, sendo, portanto, uma rocha metamórfica.
- O granito é uma rocha ígnea formada por cristais grandes dos minerais quartzo, feldspato e mica, sendo, portanto, uma rocha intrusiva.
- Os fósseis de animais sem esqueleto aparecem somente nas rochas sedimentares.

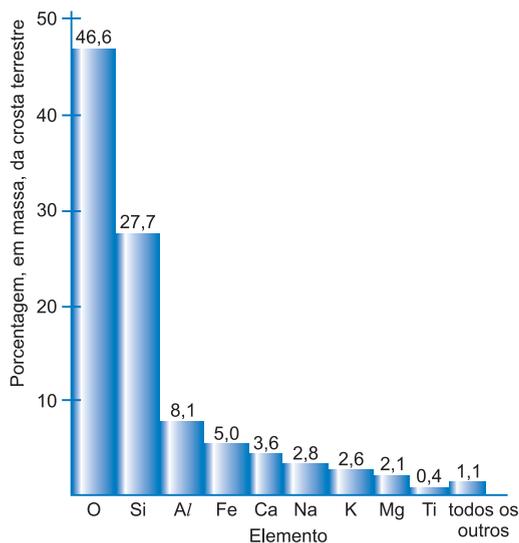
Resolução

Não existem fósseis de animais sem esqueleto, pois as partes carnudas e moles dos animais se decompõem rapidamente.

Resposta: E

Exercícios Propostos

1 (UFMG – MODELO ENEM) – Considere a abundância relativa dos elementos na crosta terrestre, apresentada no gráfico abaixo:



A análise do gráfico permite concluir que, em relação à crosta terrestre, é **incorreto** afirmar que

- o alumínio é o metal mais abundante na crosta terrestre.
- entre os metais identificados por seus símbolos, os alcalinos são mais abundantes do que os alcalinoterrosos.
- menos da metade de sua massa é constituída por metais.
- os halogênios constituem menos de 1,1% de sua massa.

RESOLUÇÃO:

- Correto.** O oxigênio é não metal, enquanto o silício é semimetal.
- Incorreto.** $\text{Ca} + \text{Mg}: 3,6 + 2,1 = 5,7$
 $\text{Na} + \text{K}: 2,8 + 2,6 = 5,4$
- Correto.** O é não metal e Si é semimetal. Os dois formam 3/4 da crosta.
- Correto.** Os halogênios (F, Cl, Br, I, At) estão incluídos nos "todos os outros".

Resposta: B

2 Associe a primeira coluna com a segunda coluna:

Coluna I

- A) Substâncias naturais da crosta terrestre que apresentam propriedades físicas e composição química definidas.
- B) Misturas naturais de minerais.
- C) Formadas pela solidificação do magma derretido (lava).
- D) O basalto formou-se pela solidificação rápida da lava que veio para a superfície.
- E) O granito formou-se pelo esfriamento lento da lava no interior da crosta.
- F) Constituídas de fragmentos de outras rochas ou de restos de animais e vegetais fossilizados, e apresentam organização em camadas. Como exemplo, temos os arenitos em Vila Velha, no Paraná.
- G) Os minerais da rocha original são deformados devido a pressões e temperaturas elevadas. Como exemplo, temos o mármore.

Coluna II

- 1) Rochas ígneas ou magmáticas
- 2) Rochas metamórficas
- 3) Minerais
- 4) Rocha ígnea extrusiva
- 5) Rochas
- 6) Rocha ígnea intrusiva
- 7) Rochas sedimentares

RESOLUÇÃO:

A - 3; B - 5; C - 1; D - 4; E - 6; F - 7; G - 2

3 Identifique os elementos:

A: é o segundo elemento mais abundante na crosta terrestre. Na forma de óxido está presente na areia.

B: é o metal mais abundante na crosta terrestre. É obtido a partir da bauxita, entretanto, parte do que é produzido, após a utilização, é reciclado.

C: é o elemento mais abundante na crosta terrestre, tanto em porcentagem em massa como em termos do número total de átomos.

D: é o quinto elemento mais abundante na crosta terrestre. Na forma de cátion, compõe o mármore e a cal.

RESOLUÇÃO:

A: silício (Si). O óxido de silício (SiO_2) está presente na areia.

B: alumínio (Al). Boa parte do alumínio produzido é reciclado (latinhas de cerveja e refrigerantes).

C: oxigênio (O). Está presente na maioria das rochas (Fe_2O_3 , SiO_2 , CaCO_3).

D: cálcio (Ca). Compõe o mármore (CaCO_3) e a cal (CaO).

Módulo

16

Metalurgia do alumínio e do cobre

Palavras-chave:

- Mineração • Metalurgia
- Bauxita • Ustulação

Usos do alumínio (Al)

- Material de construção: portas, janelas.
- Embalagem: papel de alumínio.
- Recipientes: lata de cerveja, refrigerante.
- Condutores elétricos: cabos de alumínio (mais barato e menos denso que o cobre).
- Utensílios de cozinha.
- Tintas: pó de alumínio (inflamável).
- Moedas.
- Aviões: liga de Al + Cu + Mg (duralumínio: duro, leve e resistente).

Foto Objetivo Mídia



Usos do cobre (Cu)

- Canos de água quente.
- Canos para refrigeração, radiadores.
- Cabos condutores.
- Bobinas de motores.

- Moedas (Cu + Ni).
- Fabricação de bronze (Cu + Sn).
- Fabricação de latão (Cu + Zn).

Foto Objetivo Mídia



Usos do estanho (Sn)

- Folha de Flandres: folha de aço com cobertura de estanho (latas de conserva).
- Solda: liga de Pb e Sn.
- Canecas: liga de Pb e Sn.

Foto Objetivo Mídia



Usos do zinco (Zn)

- Pilhas e baterias.
- Aço galvanizado: aço com uma fina camada protetora de zinco.

- Fabricação de latão. (Cu + Zn).

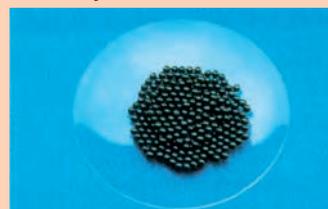
Foto Objetivo Mídia



Usos do chumbo (Pb)

- Balas de chumbo
- Isolante de radiações na indústria nuclear e departamentos de raios X. O tecido de um avental de chumbo é obtido pelo cozimento de um plástico com pó de chumbo.
- Cristais: o brilho do cristal deve-se ao óxido de chumbo.

Foto Objetivo Mídia



1. Mineração e metalurgia

O minério encontra-se em locais chamados jazidas ou minas, e normalmente vem acompanhado de impurezas (areia, terra) chamadas de ganga.

Mineração é a extração do minério da jazida. A eliminação da ganga recebe o nome de **purificação** ou **concentração** do minério.



“Mineração”

Metalurgia é a extração do metal do minério concentrado, por meio de reações químicas.

A metalurgia do ferro recebe o nome particular de **siderurgia**.

2. Metalurgia do alumínio

Propriedades do alumínio

Ponto de fusão: 660°C

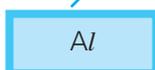
Ponto de ebulição: 1800°C

Densidade: 2,7g/cm³

O alumínio é um sólido prateado, pouco denso, maleável, dúctil, bom condutor de eletricidade e calor.

O alumínio é extremamente reativo. No entanto, a formação de uma película fina e transparente de óxido de alumínio (Al₂O₃) na superfície do alumínio isola o metal do ataque de muitos reagentes.

película de Al₂O₃



Assim, uma janela de alumínio não se oxida e uma panela de alumínio não perde o brilho.

Foto Objetivo Mídia

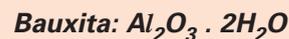


Alumínio (Al).

Ocorrência

O alumínio é o metal mais abundante na crosta terrestre (8,1% em massa). Como é muito reativo, não ocor-

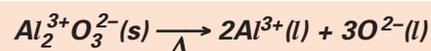
re livre, isto é, aparece somente combinado com outros elementos. No entanto, os compostos mais abundantes de alumínio são aluminossilicatos (Exemplos de aluminossilicatos: mica: K₂O · 3Al₂O₃ · 6SiO₂ · 2H₂O, feldspato: K₂O · Al₂O₃ · 6SiO₂) e a extração do alumínio a partir desses materiais é antieconômica. O principal minério de alumínio é o óxido de alumínio hidratado (bauxita).



Obtenção do alumínio

No processo de Hall e Héroult, o óxido de alumínio purificado é submetido a uma eletrólise (decomposição pela eletricidade).

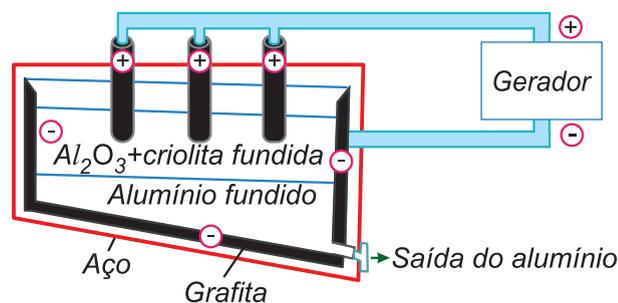
O Al₂O₃ é um sólido iônico e a sua fusão libera os íons.



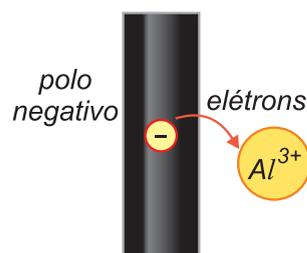
O Al₂O₃ derrete em temperatura elevada (2.050°C), o que inviabiliza a eletrólise.

Dissolve-se, então, o Al₂O₃ em criolita (Na₃AlF₆) fundida (1.000°C).

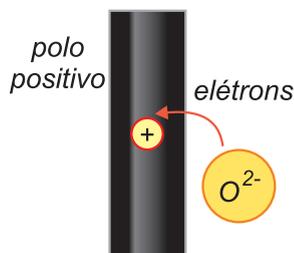
A eletrólise é feita em um recipiente de aço cujas paredes são recobertas por uma camada de grafita que funciona como polo negativo. Os eletrodos de grafita que funcionam como polo positivo ficam suspensos na massa fundida.



Polo negativo ⊖ – atrai os íons de alumínio positivos. Estes arrancam elétrons do eletrodo e neutralizam a carga, formando metal alumínio fundido. Este é mais denso do que a massa fundida e fica no fundo do recipiente, de onde é retirado periodicamente.



Polo positivo \oplus – atrai os íons óxido negativos. O eletrodo arranca dois elétrons de cada íon, neutralizando a carga.



Equação global:



3. Metalurgia do cobre

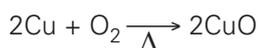
Propriedades do cobre

Ponto de fusão: 1083°C

Ponto de ebulição: 2570°C

Densidade: 8,95g/cm³

O cobre é um metal vermelho, mole, dúctil, maleável e é o melhor condutor de eletricidade depois da prata. Aquecido ao ar, o cobre fica coberto com uma camada preta de óxido de cobre (II).



Exposto ao ar úmido, o Cu é oxidado lentamente, formando um revestimento verde de azinhavre (zinabre), que é o carbonato básico de cobre, CuCO₃ · Cu(OH)₂. Todos os compostos solúveis de cobre são venenosos.

Ocorrência

O cobre é o vigésimo quinto elemento mais abundante na crosta terrestre, ocorrendo na proporção de 0,0068% em massa.

Pepitas de cobre nativo (pedaços de metal) eram antigamente encontradas, mas essa fonte está praticamente esgotada. Os principais minérios de cobre são:

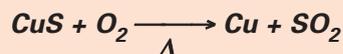
calcopirita (CuS · FeS ou CuFeS₂), calcosita (Cu₂S), coquelita (CuS), cuprita (Cu₂O).

Obtenção do cobre

Os minérios de cobre são pobres, contendo apenas de 0,6 a 1% de Cu. Os minérios são moídos e concentrados.

O sulfeto de cobre é submetido à **ustulação** (aquecimento ao ar). O enxofre oxida-se, formando dióxido de enxofre.

Exemplo



Obtém-se um cobre impuro com pureza de 98 a 99%. Esse cobre é purificado por eletrólise, atingindo-se um grau de pureza de 99,9%.

Foto Objetivo Mídia



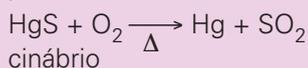
Preparação dos eletrodos de cobre para a purificação eletrolítica.



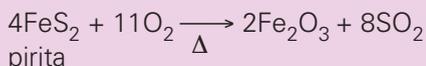
Saiba mais

USTULAÇÃO

A ustulação de sulfetos de metais nobres (Hg, Cu, Ag) produz o metal e dióxido de enxofre.



A ustulação de sulfetos de metais não nobres (mais reativos) produz o óxido do metal e o dióxido de enxofre.



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM2M203**

QUÍMICA



A cor das hortênsias depende da acidez do solo (ácido → azul; alcalino → rosa).

Rapidez das transformações químicas. Equilíbrio químico. Química do carbono - Módulos

- 17 – Velocidade (rapidez) de uma reação
- 18 – Teoria das colisões
- 19 – Fatores que influem na velocidade das reações
- 20 – Influência do catalisador e da concentração dos reagentes
- 21 – Mecanismo de uma reação química
- 22 – As reações não se completam. Conceito de equilíbrio químico
- 23 – Constante de equilíbrio
- 24 – Cálculo das quantidades no equilíbrio
- 25 – Equilíbrio iônico
- 26 – Deslocamento de equilíbrio químico
- 27 – Deslocamento de equilíbrio químico. Exercícios
- 28 – pH e pOH
- 29 – A química do elemento carbono
- 30 – Pesquisa do carbono (experiências)
- 31 – Cadeias carbônicas
- 32 – Funções orgânicas. Hidrocarbonetos de cadeia aberta

Módulo

17

Velocidade (rapidez) de uma reação

Palavras-chave:

- Velocidade média
- Velocidade instantânea

1. Conceito

Cinética química é a parte da Química que estuda a velocidade ou rapidez das reações. Inicialmente, imaginamos uma reação genérica:



Colocamos A e B em contato. Eles reagem para produzir C e D. A velocidade com que esta reação ocorre é notada pelo tempo com que A e B “desaparecem”, ou o tempo com que C e D “aparecem”. Uma reação será rápida quando os produtos se formarem depressa e será lenta se esse processo demorar para acontecer. Deve-se notar que A e B devem ser consumidos no mesmo tempo em que C e D se formam, portanto podemos expressar a velocidade da reação em termos do consumo dos reagentes ou do aparecimento dos produtos.

2. Velocidade ou rapidez de uma reação

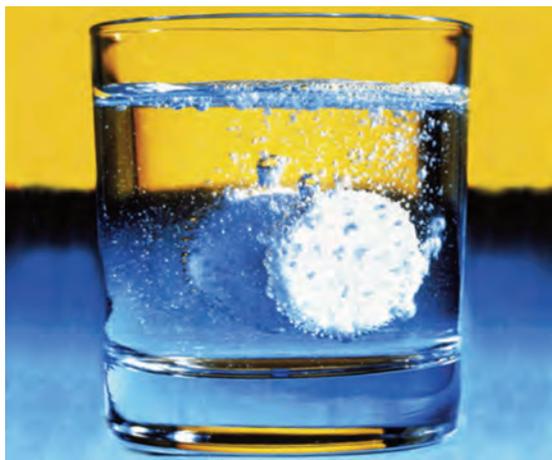
A velocidade média da reação é a relação entre a **quantidade consumida** ou **produzida** e o **intervalo de tempo** gasto para que isso ocorra.

$$\text{velocidade de desaparecimento} = \frac{\text{quantidade de A consumida}}{\text{intervalo de tempo}}$$

ou

$$\text{velocidade de aparecimento} = \frac{\text{quantidade de C produzida}}{\text{intervalo de tempo}}$$

Essas quantidades são normalmente expressas em mols.



Dissolução de um comprimido efervescente em água.

A medida do tempo é também expressa em qualquer unidade que se ajuste à determinada reação:

- segundos para a dissolução de um comprimido efervescente em água.
- microssegundos para a explosão do gás de botijão

com o oxigênio.

- minutos ou horas para a combustão de uma vela.
- dias para a oxidação do ferro (enferrujamento).

Podemos, então, usar uma expressão para o cálculo da velocidade de uma reação:

$$v_m = \frac{\Delta n}{\Delta t}$$

v_m = velocidade média da reação.

Δn = variação da quantidade em mols de um componente (em módulo).

Δt = tempo gasto nessa variação.

Exemplo: Consideremos a reação $A + B \rightarrow C + D$, realizando-se num sistema fechado. Determinemos a quantidade em mols de C em dois instantes:

$$t_1 = 10 \text{ min} \rightarrow n_1 = 2 \text{ mol} \quad t_2 = 20 \text{ min} \rightarrow n_2 = 3 \text{ mol}$$

A velocidade média será:

$$v_m = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{n_2 - n_1}{t_2 - t_1} = \frac{3 \text{ mol} - 2 \text{ mol}}{20 \text{ min} - 10 \text{ min}} = 0,1 \text{ mol/min.}$$

Em média, a cada minuto forma-se 0,1 mol de C.



Saiba mais

Como calcular a velocidade média ou rapidez de uma reação?

Resolução

A velocidade média de uma reação química pode ser calculada da seguinte maneira:

$$1) v_m = \frac{\Delta n}{\Delta t} \quad \Delta n: \text{variação da quantidade de matéria (mols)}$$

$$2) v_m = \frac{\Delta m}{\Delta t} \quad \Delta m: \text{variação da massa}$$

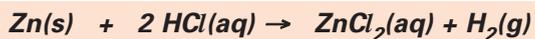
$$3) v_m = \frac{\Delta V}{\Delta t} \quad \Delta V: \text{variação do volume}$$

$$4) v_m = \frac{\Delta M}{\Delta t} \quad \Delta M: \text{variação da concentração em quantidade de matéria, mol/L.}$$

Todas essas variações são tomadas em módulo, de modo a fazer com que a velocidade fique uma quantidade positiva.

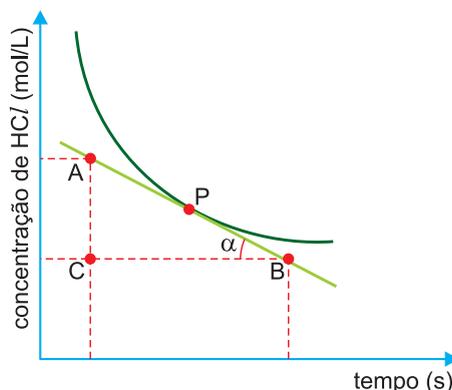
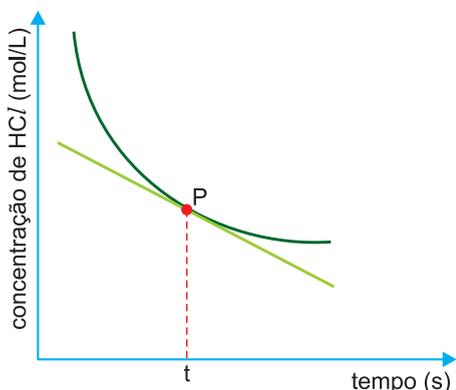
3. Rapidez da transformação e concentração

Considere a reação de zinco com ácido clorídrico, liberando gás hidrogênio:



À medida que decorre o tempo, a concentração de HCl vai diminuindo, conforme o gráfico adiante.

Como calcular a velocidade (rapidez) da reação no instante t ? Trace uma tangente à curva pelo ponto P.

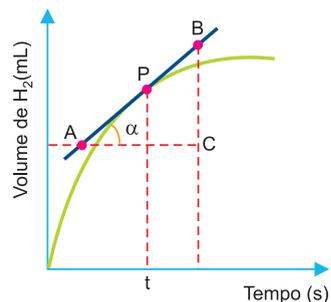


Escolha sobre a tangente dois pontos, A e B. No triângulo retângulo ABC, a tangente trigonométrica do ângulo α é dada por:

$$\operatorname{tg} \alpha = \frac{\text{cateto oposto}}{\text{cateto adjacente}} = \frac{\overline{AC}}{\overline{BC}} = \text{rapidez}$$

A tangente do ângulo α (inclinação da curva) expressa a velocidade da reação no instante t .

O volume de H_2 formado aumenta com o passar do tempo. A velocidade no instante t em termos de variação do volume de H_2 formado com o tempo pode ser calculada pelo mesmo processo.

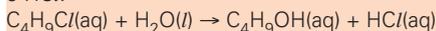


$$\operatorname{tg} \alpha = \frac{\overline{AC}}{\overline{BC}} = \text{rapidez}$$

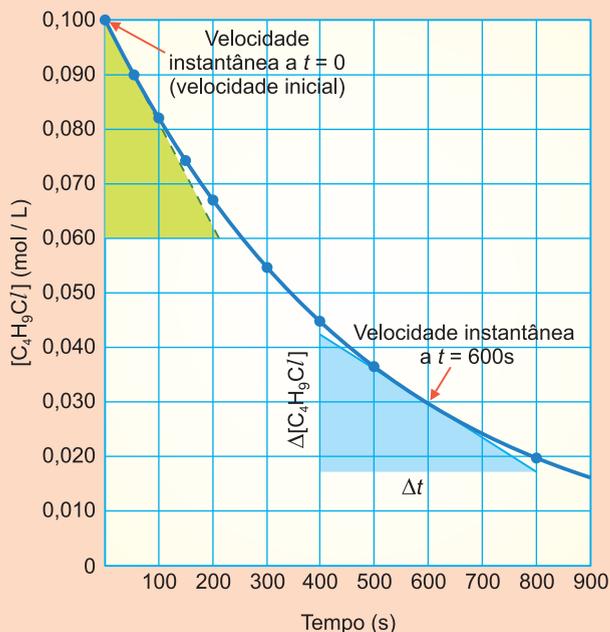
Exercícios Resolvidos

Texto para as questões 1 e 2.

A hidrólise do cloreto de butila ($\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$) produz álcool butílico ($\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$) e HCl .



Foi preparada uma solução aquosa de $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ e a concentração de $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ em vários instantes após o tempo zero foi medida e os dados coletados são mostrados no gráfico seguinte.



A velocidade média da reação em relação ao cloreto de butila é dada pela fórmula:

$$v_m = - \frac{\Delta [\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]}{\Delta t} = - \frac{[\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]_2 - [\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]_1}{t_2 - t_1}$$

As velocidades são expressas como grandezas positivas. Como a concentração do reagente está diminuindo, $\Delta(\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl})$ é um número negativo. Para resultar uma velocidade positiva, usamos o sinal de menos na fórmula.

1 (MODELO ENEM) – A velocidade média da reação em relação ao cloreto de butila durante o intervalo de tempo de 300 a 800s é:

- a) $-6,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ b) $+6,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
 c) $-7,00 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ d) $+7,00 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
 e) $+1,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

Resolução

Analisando o gráfico, temos:

$$t_1 = 300\text{s} \rightarrow [\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}] = 0,055 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$t_2 = 800\text{s} \rightarrow [\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}] = 0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$v_m = - \frac{\Delta [\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]}{\Delta t} = - \frac{[\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]_2 - [\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]_1}{t_2 - t_1}$$

$$v_m = - \frac{(0,020 - 0,055) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(800 - 300)\text{s}} = 0,0000700 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v_m = 7,00 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Resposta: D

2 (MODELO ENEM) – A velocidade instantânea da reação é a velocidade em um instante específico da reação. A velocidade instantânea é determinada pela inclinação (tangente) da curva no ponto considerado. Por exemplo, na reação de hidrólise do cloreto de butila, a velocidade instantânea a 600s é determinada desenhando-se a tangente geométrica da curva nesse instante. Em seguida, constrói-se um triângulo retângulo com linhas horizontal e vertical. A inclinação (tangente trigonométrica) é a razão entre a altura vertical e o comprimento horizontal.

$$v_{600\text{s}} \approx - \frac{(0,017 - 0,042) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(800 - 400)\text{s}} = 6,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

A velocidade inicial da reação é a velocidade instantânea no instante $t = 0$, que é igual a

- a) $0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ b) $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
 c) $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ d) $1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
 e) $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

Resolução

Traça-se a tangente geométrica à curva no instante $t = 0$ e constrói-se o triângulo retângulo. A inclinação é igual à variação no eixo vertical dividida pela variação no eixo horizontal:

$$t_1 = 0\text{s} \rightarrow 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$t_1 = 200\text{s} \rightarrow 0,060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$v_{0\text{s}} = - \frac{(0,060 - 0,100) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(200 - 0)\text{s}} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Resposta: E

3 (UFC-CE – MODELO ENEM) – Metano (CH_4) é o gás produzido a partir da biomassa, e a sua queima na indústria, para obtenção de energia térmica, corresponde à seguinte reação: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Se a velocidade de consumo do metano é

$0,01 \text{ mol min}^{-1}$, assinale a alternativa que corretamente expressa o número de mols de CO_2 produzido durante uma hora de reação.

- a) 0,3 b) 0,4 c) 0,5 d) 0,6 e) 0,7

Resolução

A estequiometria da reação indica que, para cada mol de CH_4 consumido, há a formação de

um mol de CO_2 . A partir da velocidade da reação, sabe-se que $0,01 \text{ mol}$ de CH_4 é consumido por minuto, com $0,6 \text{ mol}$ de CH_4 sendo consumido em uma hora (60 minutos). Logo, $0,6 \text{ mol}$ de CO_2 será produzido em uma hora.

Resposta: D

Exercícios Propostos

1 (ESEFEGO) – Dada a equação que representa uma reação química genérica $\text{A} \rightarrow \text{B}$ e a variação da concentração do reagente A e do produto B em função do tempo, conforme quadro a seguir,

A (mol/L)	6,0	4,5	3,5	2,5	1,5
B (mol/L)	0	1,5	2,5	3,5	4,5
Tempo (s)	0	3	5	15	35

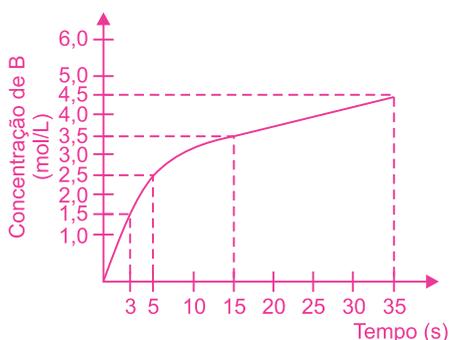
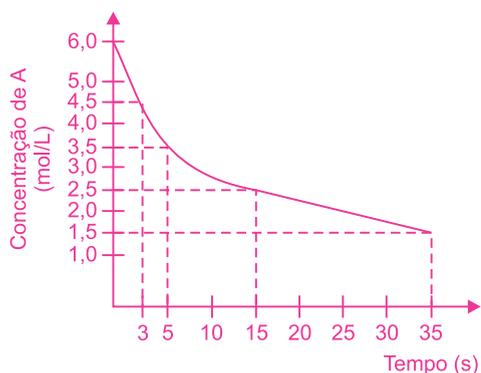
pede-se:

- a) Qual a velocidade da reação em relação a A, no intervalo de 15 a 35 segundos?
b) Faça um gráfico que represente o que ocorre com as concentrações do reagente e do produto em função do tempo.

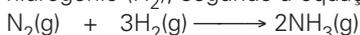
RESOLUÇÃO:

a) $v = \frac{|1,5 \text{ mol/L} - 2,5 \text{ mol/L}|}{35\text{s} - 15\text{s}} = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

b)



2 (UNEB-BA – MODELO ENEM) – A amônia é produzida industrialmente a partir do gás nitrogênio (N_2) e do gás hidrogênio (H_2), segundo a equação:



Dado: massa molar do $\text{H}_2 = 2,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Numa determinada experiência, a velocidade média de consumo de gás hidrogênio foi de 120 gramas por minuto. A velocidade de formação do gás amônia, nessa experiência, em mols por minuto será de:

- a) 10 b) 20 c) 40 d) 50 e) 60

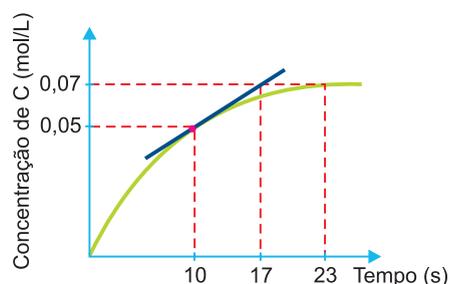
RESOLUÇÃO:



$v_{\text{NH}_3} = 40 \text{ mol/min}$

Resposta: C

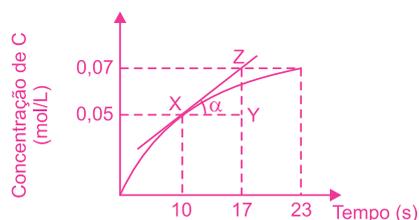
3 (MODELO ENEM) – No gráfico abaixo são projetados os valores da concentração em função do tempo para a reação:



A velocidade de formação de C (rapidez da reação) no instante $t = 10\text{s}$ é igual a:

- a) $5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ b) $5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
c) $2,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ d) $2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
e) $1,54 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

RESOLUÇÃO:



$$\text{tg} \alpha = \frac{\overline{\text{ZY}}}{\overline{\text{XY}}} = \frac{(0,07 - 0,05)}{(17 - 10)}$$

$\text{tg} \alpha = 2,86 \cdot 10^{-3}$

$v = 2,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

Resposta: C

- Teoria das colisões • Complexo ativado • Energia de ativação
- Caminho da reação

1. Condições para que uma reação ocorra

Condições fundamentais

As condições fundamentais para que uma reação ocorra são **afinidade química** e **contato entre os reagentes**.

As substâncias colocadas para reagir devem possuir tendência para entrar em reação.

Quando se mistura hidrogênio com flúor, cloro e bromo, forma-se preferencialmente o HF, depois o HCl, e em último lugar, o HBr. Somente depois de acabar o flúor é que o hidrogênio reage com o cloro, e somente depois de todo o cloro ter reagido, se ainda houver hidrogênio, é que se dá a combinação deste com o bromo.

Diz-se, então, que a afinidade química dos halogênios para com o hidrogênio decresce do flúor para o iodo.

Por outro lado, os reagentes devem estar em contato, para que entre eles possam estabelecer-se as interações químicas que determinam uma reação.

As interações químicas são devidas às colisões entre as partículas dos reagentes, como veremos a seguir.

Condições acessórias

Deve haver choque entre partículas ativadas energeticamente e ocorrer uma boa orientação.

As condições acessórias explicam quando uma reação termodinamicamente possível (existe afinidade e contato) é lenta ou rápida, isto é, estão relacionadas com a velocidade da reação.

2. Teoria da colisão

Partimos do princípio de que as partículas de uma substância química não estão paradas. Elas possuem uma determinada quantidade de energia (energia própria) e se movimentam.

Este movimento faz com que se choquem.

Este choque pode fazer com que ocorra a reação.

Mas será que basta haver um choque para haver reação?

A resposta é não. Experiências mostram que, em certas reações, chegam a acontecer 1 000 000 de choques em um segundo (combustão do metano). Mas a maior parte desses choques é **inútil** (não é eficiente, efetivo).

É inútil porque as partículas que se chocam não **possuem energia suficiente** para que sejam rompidas as ligações nos reagentes e formadas as novas ligações nos produtos.

3. Energia de ativação

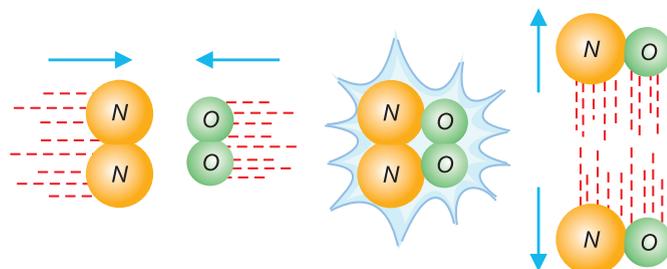
Como dissemos anteriormente, as partículas possuem uma determinada quantidade de energia (energia própria), mas insistimos: essa energia **não é suficiente** para iniciar a reação. Para cada reação, existe um **mínimo** necessário de energia, sem o qual a reação não acontece. Choques entre partículas que não possuem esse mínimo necessário são inúteis. Choques entre partículas que possuem esse mínimo ou mais são eficientes e a reação tem condições de ocorrer.

Concluimos então que as partículas devem receber uma quantidade adicional de energia para que se ativem e possam ter o mínimo de energia necessário para que a reação ocorra. Essa energia necessária para ativar as moléculas, para levá-las a uma situação em que possa haver reação, chama-se **energia de ativação**.

Consideremos a reação:



Seja E_1 a energia média dos reagentes. Para ocorrer a reação, é necessário no mínimo uma energia E_2 . Fornecendo aos reagentes a diferença $E_2 - E_1$ (energia de ativação), as moléculas se chocam violentamente, formando uma partícula instável chamada **complexo ativado**. Quando este se rearranja para formar os produtos (energia E_3), há liberação de uma certa quantidade de energia ($E_2 - E_3$).



Na reação entre N_2 e O_2 as moléculas devem possuir elevada energia e colidir numa orientação privilegiada.

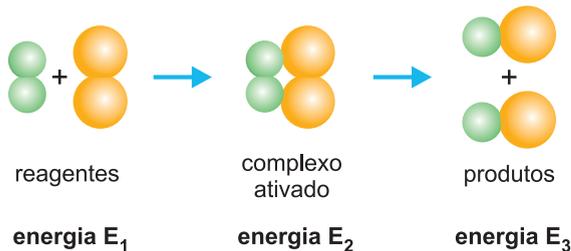
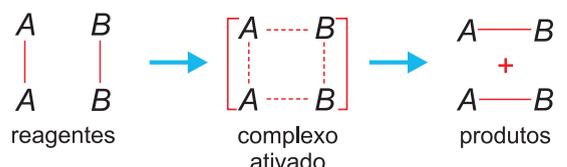
As moléculas se chocam violentamente e formam uma partícula instável chamada complexo ativado.

As ligações $N \equiv N$ e $O = O$ são rompidas e formam-se as ligações entre N e O.

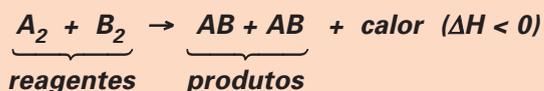
A energia $E_2 - E_3$ pode ser maior ou menor que a energia de ativação. No primeiro caso, a reação será **exotérmica**, e no segundo caso, **endotérmica**.

4. O que é caminho da reação?

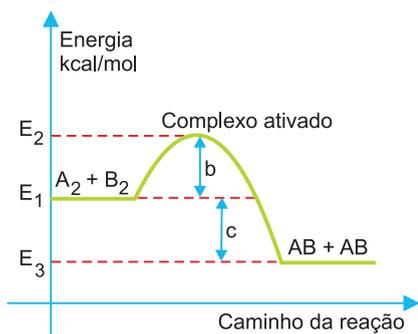
Caminho da reação ou coordenada de reação é o nome que se dá à seqüência:



5. Reação exotérmica



No gráfico abaixo, temos:



E_1 = energia própria dos reagentes

E_2 = energia do complexo ativado

b = energia de ativação da reação ($E_2 - E_1$)

E_3 = energia própria dos produtos

c = ΔH da reação (variação total da energia):

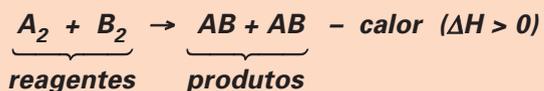
$\Delta H = E_3 - E_1$

Observe que $E_2 - E_3$ é maior que $E_2 - E_1$.

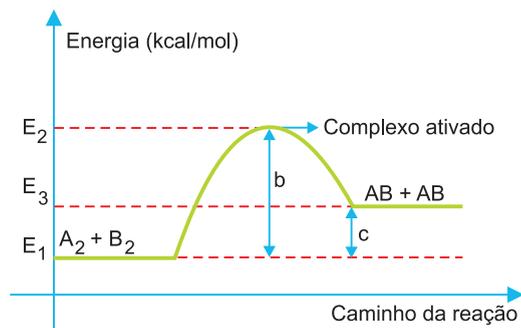
Entalpia (H)

É a energia total armazenada no sistema. A variação de entalpia ($\Delta H = H_p - H_R$) é a energia liberada ou absorvida na reação.

6. Reação endotérmica



No gráfico abaixo, temos:



E_1 = energia própria dos reagentes

E_2 = energia do complexo ativado

b = energia de ativação da reação ($E_2 - E_1$)

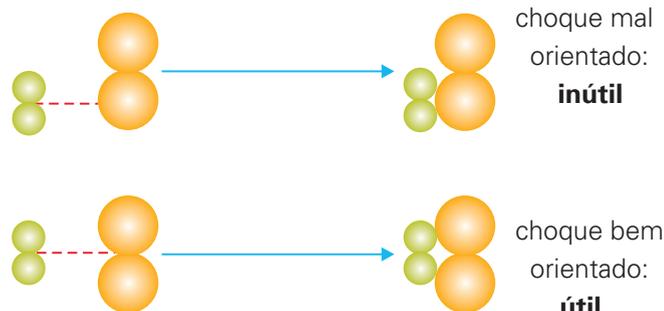
E_3 = energia própria dos produtos

c = ΔH da reação (variação total da energia):

$\Delta H = E_3 - E_1$

Observe que $E_2 - E_3$ é menor que $E_2 - E_1$.

O ponto mais alto do gráfico corresponde ao momento do choque entre as partículas ativadas. Devemos lembrar ainda que **esse choque deve ser dado em uma orientação que possibilite a reação**. A seguir, mostramos duas possíveis situações de choque entre moléculas ativadas.



Choques mal orientados, mesmo entre partículas ativadas, não conduzem à reação, assim como choques bem orientados entre partículas não ativadas também não conduzem.

Importante:

O choque deve ocorrer entre partículas ativadas em uma boa orientação.

7. Dependência da velocidade da reação com a energia de ativação

A **energia de ativação** deve ser entendida como uma dificuldade, uma autêntica barreira para a reação. Enquanto tal **barreira** não é superada, a reação não acontece.

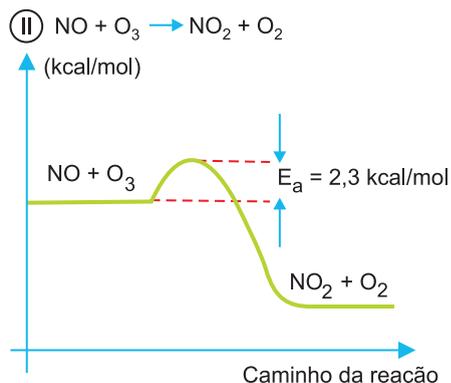
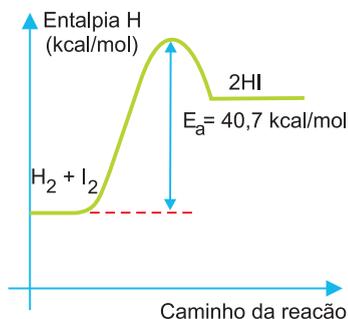
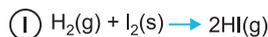
Podemos concluir, então, que: **quanto maior** a energia de ativação, mais difícil será para a reação acontecer. São reações que necessitam que se forneça muita energia para que ocorram: **são reações lentas**.

Quanto menor a energia de ativação, mais fácil será para a reação acontecer. São reações que necessitam de pouca energia para que ocorram: **são reações rápidas**.

Portanto:

Quanto menor a barreira energética, maior a velocidade da reação.

Compare as duas reações:

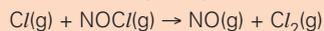


A primeira reação (I) necessita de 40,7 kcal/mol para se iniciar (barreira alta). A segunda reação (II) necessita apenas de 2,3 kcal/mol para se iniciar (barreira baixa).

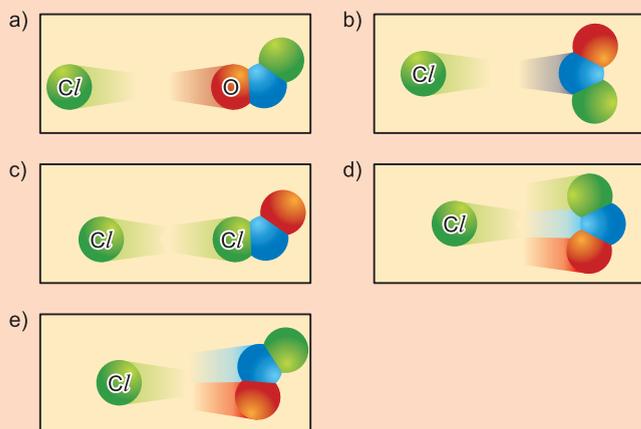
Portanto, a reação II é mais rápida, pois necessita de menor energia para iniciar.

Exercícios Resolvidos

1 (MODELO ENEM) – As reações químicas convertem substâncias com propriedades definidas em outros materiais com propriedades diferentes. É importante entender com que rapidez (velocidade) as reações ocorrem. Considere a reação entre átomos de cloro (Cl) com moléculas de cloreto de nitrosila (NOCl)



Para que a reação ocorra, as moléculas devem ser orientadas de certa maneira. Assinale a orientação que deve ocorrer para a colisão ser efetiva e formar os produtos.



Resolução

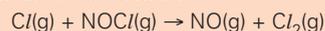
A orientação correta, para ocorrer a reação, coloca os átomos de cloro juntos para formar Cl_2 .

Resposta: C

2 (MODELO ENEM) – Como foi visto na questão anterior, as moléculas devem ser orientadas de certa maneira durante as colisões para que a reação ocorra. Além de uma orientação determinada, as moléculas que colidem devem ter energia cinética total igual ou maior que um valor mínimo. Na colisão, a energia cinética pode ser usada para

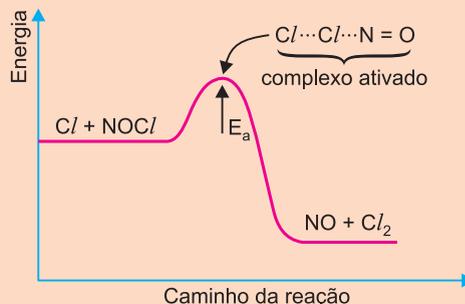
esticar, dobrar e quebrar as ligações. Se as moléculas se movem lentamente, com pequena energia cinética, elas colidem sem ocorrer a reação. A energia mínima necessária para iniciar uma reação é chamada energia de ativação, E_a , que é uma característica da reação. O arranjo dos átomos no momento da colisão é chamado **complexo ativado** ou **estado de transição**.

Considere a reação de Cl com NOCl.

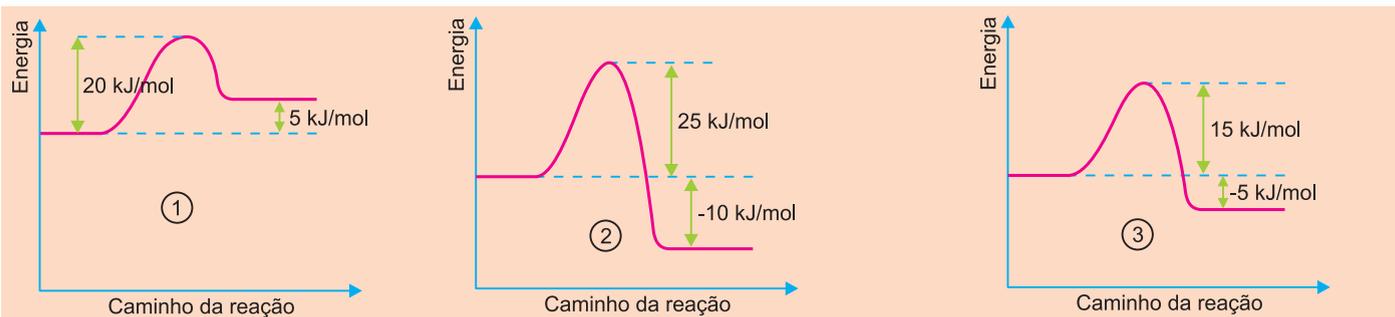


A sequência: reagentes \rightarrow complexo ativado \rightarrow produtos tem o nome de **caminho (ou progresso) da reação**.

O perfil de energia para a reação é apresentado no gráfico:



Quanto maior a energia de ativação (E_a), menor a rapidez da reação. Considere três reações com probabilidade aproximadamente igual com que as colisões sejam orientadas de maneira favorável:



Colocando as reações em ordem, da mais lenta para a mais rápida, temos:

- a) $1 < 2 < 3$ b) $3 < 2 < 1$ c) $2 < 1 < 3$ d) $1 < 3 < 2$ e) $2 < 3 < 1$

Resolução

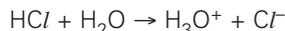
Quanto maior a energia de ativação, mais lenta será a reação. Da mais lenta para a mais rápida, temos:

$2 (E_a = 25 \text{ kJ/mol}) < 1 (E_a = 20 \text{ kJ/mol}) < 3 (E_a = 15 \text{ kJ/mol})$

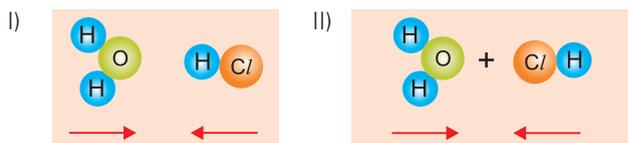
Resposta: C

Exercícios Propostos

1 (MODELO ENEM) – Considere o processo de ionização do HCl em água.



As moléculas de HCl devem colidir com as de H₂O. Analise as colisões:



Julgue os itens:

- Se o átomo de Cl do HCl chocar-se com o O de H₂O, ocorrerá a formação de íons.
- A colisão do H do HCl com o O da água poderá originar íons, se ela for suficientemente energética.
- As duas colisões esquematizadas originarão íons, se elas forem suficientemente energéticas.

Está correto somente o que se afirma em:

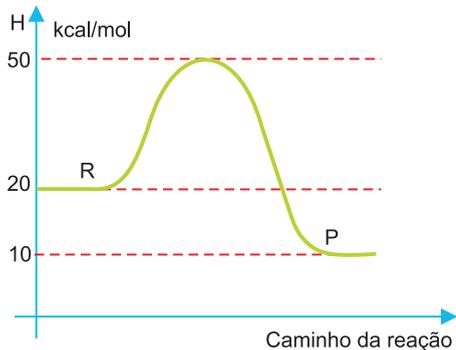
- a) 1 b) 2 c) 3 d) 1 e 3 e) 2 e 3

RESOLUÇÃO:

- Incorreto.** A orientação no choque não é favorável.
- Correto.** A colisão será efetiva quando houver orientação favorável no choque e se ela for suficientemente energética.
- Incorreto.** A orientação não é favorável na colisão II.

Resposta: B

2 Dado o gráfico, assinale a alternativa **falsa**:



- A reação é exotérmica.
- A entalpia dos reagentes vale 20 kcal/mol.
- A energia de ativação da reação direta é 50 kcal/mol.
- Os produtos apresentam um conteúdo energético menor que o dos reagentes.
- A variação de entalpia da reação direta é $\Delta H = -10 \text{ kcal/mol}$.

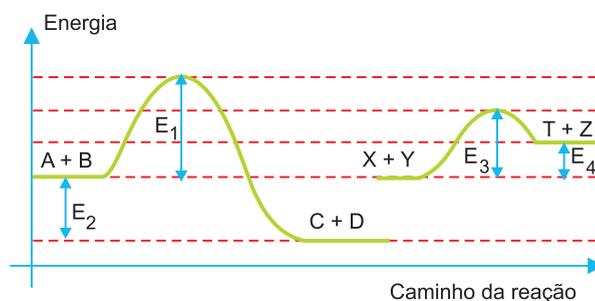
RESOLUÇÃO:

A energia de ativação é $(50 \text{ kcal/mol}) - (20 \text{ kcal/mol}) = 30 \text{ kcal/mol}$

Resposta: C

3 Suponha duas reações diferentes:

$\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ e $\text{X} + \text{Y} \rightarrow \text{T} + \text{Z}$, cujos caminhos energéticos estão representados a seguir:



Qual a reação que ocorre mais rapidamente? Por quê?

RESOLUÇÃO:

A reação $\text{X} + \text{Y} \rightarrow \text{T} + \text{Z}$ é mais rápida, pois sua energia de ativação é menor ($E_3 < E_1$)

1. A velocidade das reações depende de vários fatores

Quando dizemos que uma reação é **lenta** ou uma reação é **rápida**, na maior parte das vezes, estamos nos referindo a ela nas condições ambientais, sem a interferência de fatores externos. No entanto, existem fatores que podem tornar rápida uma reação lenta e vice-versa. Citaremos aqui os mais importantes.

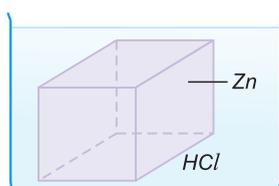
2. Superfície de contato

Ao dissolvermos um pedaço de zinco em uma solução aquosa de ácido clorídrico, ocorre a reação:

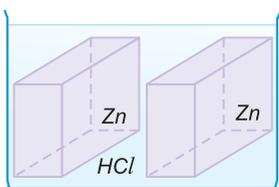


Se, em vez de usarmos um “pedaço” de zinco, usássemos o metal pulverizado, a reação seria, evidentemente, mais rápida. Ao pulverizarmos o zinco, estamos facilitando o ataque do ácido clorídrico. Se usarmos o zinco em barra, limitaremos o ataque inicial à superfície do zinco. Pulverizando-o, **aumentaremos sua superfície de contato** e, com isso, **aumentaremos a velocidade da reação**.

Considere um cubo de zinco mergulhado em ácido clorídrico.



A reação ocorre apenas na superfície do cubo. Dividindo o cubo ao meio, aparecem duas novas superfícies que ficam em contato com o ácido.



Dessa maneira, aumentam a superfície de contato, a quantidade de zinco que reage e a velocidade da reação.

Como outro exemplo, temos a oxidação do ferro (enferrujamento).

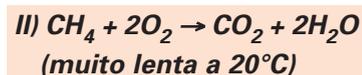
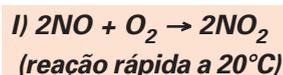
A formação de ferrugem é lenta quando a superfície de contato é pequena, como é o caso de uma barra de ferro. Se a barra for pulverizada, o enferrujamento será mais rápido por causa da maior área de contato.

3. Natureza dos reagentes

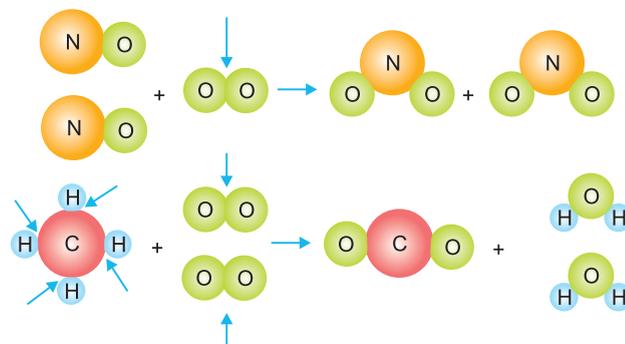
Em uma reação química, há necessidade de **rompimento de ligações** nos reagentes, para a consequente formação de novas ligações nos produtos. Quanto maior for o número e a força dessas ligações a serem quebradas, mais difícil e, portanto, mais lenta será a reação.

Evidentemente, uma reação que exija muitos rompimentos de ligações será mais lenta do que uma reação em que não haja muitas ligações a serem rompidas. É por isso que uma reação entre íons é mais rápida do que uma reação entre partículas maiores. Uma reação inorgânica é normalmente mais rápida do que uma reação orgânica (moléculas grandes, muitas ligações a serem rompidas).

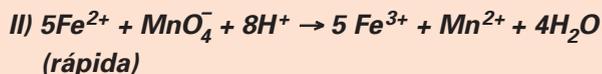
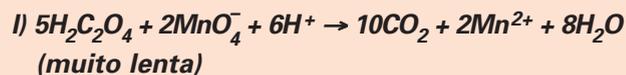
1º exemplo



No caso II há mais ligações a serem rompidas.



2º exemplo



No caso I ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$), há mais ligações a serem rompidas.

Conclusão

As reações que exigem rompimento de muitas ligações tendem a ser lentas à temperatura ambiente.

4. Temperatura

Um aumento de temperatura aumenta a energia cinética das moléculas. Aumentando sua energia, as moléculas movimentar-se-ão com maior velocidade. Haverá um número maior de choques. Tais choques serão mais violentos e, evidentemente, ocorrerá um aumento da velocidade da reação.

Um aumento de temperatura aumenta a velocidade de qualquer reação química (exotérmica ou endotérmica).

Regra de van't Hoff:

Um aumento de 10°C na temperatura **duplica ou triplica a velocidade de uma reação.**

Tal regra, embora dê uma ideia acerca da influência da temperatura na velocidade de uma reação, deve ser usada com muito cuidado. Ela não deve ser seguida à risca para todas as reações. Para cada reação específica, é necessário determinar **experimentalmente** o efeito quantitativo causado por um aumento de temperatura.



Saiba mais

Por que os alimentos são guardados em geladeiras?

Resolução

Abaixando-se a temperatura, diminui-se a velocidade de qualquer reação. Dessa maneira, os alimentos demoram mais tempo para estragar. De acordo com a Regra de van't Hoff, os alimentos devem-se deteriorar quatro vezes mais rapidamente à temperatura ambiente (25°C) do que em uma geladeira a 5°C.

Exercícios Resolvidos

1 (PASUSP – MODELO ENEM) – Ao cortar cebolas com uma faca, nossos olhos ficam irritados e há formação de lágrimas. Isso se deve ao fato de que a pressão causada pela faca faz com que sejam liberadas substâncias que reagem quimicamente entre si, formando-se um composto gasoso, contendo enxofre. Tal composto entra em contato com os olhos e produz ácido sulfúrico. O cérebro responde a essa situação e dispara o sinal para a produção de lágrimas, havendo conseqüente diluição do ácido. Levando em consideração essa explicação, a irritação nos olhos **não** será atenuada se cortarmos uma cebola

- dentro de um recipiente contendo água.
- após resfriá-la em uma geladeira.
- usando-se óculos com boa vedação.
- em ambiente com pouca iluminação
- em ambiente bem ventilado.

Resolução

Os compostos gasosos formados ao cortar cebolas com uma faca, em contato com a água, produzem ácido sulfúrico.

A irritação será atenuada se cortarmos uma cebola dentro de um recipiente contendo água, pois uma parte dos compostos se dissolve na água.

A irritação será atenuada se cortarmos uma cebola após resfriá-la em uma geladeira, pois a velocidade do processo diminui com a temperatura.

A irritação será atenuada se cortarmos uma cebola usando-se óculos com boa vedação, pois

os olhos não ficam em contato com os compostos de enxofre.

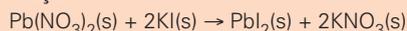
A irritação será atenuada se cortarmos uma cebola em ambiente bem ventilado, pois teremos grande dispersão dos compostos no ar.

A irritação **não** será atenuada se cortarmos uma cebola em ambiente com pouca iluminação, pois a luz praticamente não tem interferência no processo.

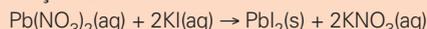
Resposta: D

2 (PUC-SP – MODELO ENEM) – As substâncias nitrato de chumbo (II) e iodeto de potássio reagem entre si tanto no estado sólido quanto em solução aquosa, formando o iodeto de chumbo (II), sólido amarelo insolúvel em água a temperatura ambiente.

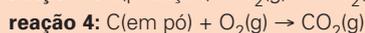
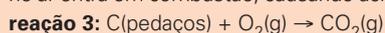
reação 1:



reação 2:

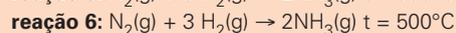
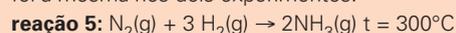


Sob determinadas condições, o carvão reage em contato com o oxigênio. Nas churrasqueiras, pedaços de carvão são queimados, fornecendo calor suficiente para assar a carne. Em minas de carvão, muitas vezes o pó de carvão disperso no ar entra em combustão, causando acidentes.

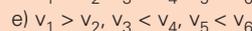
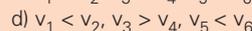
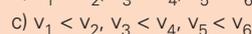
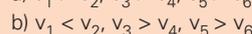
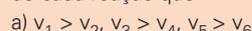


A síntese da amônia é um processo exotérmico, realizado a partir da reação do gás nitrogênio e do gás hidrogênio. Em um reator, foram reali-

zadas duas sínteses, a primeira a 300°C e a segunda a 500°C. A pressão no sistema reacional foi a mesma nos dois experimentos.



Analisando os fatores envolvidos nos processos acima que influenciam na rapidez das reações descritas, pode-se afirmar sobre a velocidade (v) de cada reação que



Resolução

Reações 1 e 2: A reação 2 ocorre em meio aquoso e as substâncias estão dissociadas. Assim, o número de choques efetivos é maior em relação à reação 1. Na reação 1, os íons estão presos nos retículos cristalinos, portanto $v_1 < v_2$.

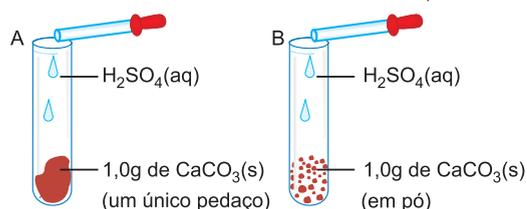
Reações 3 e 4: Na reação 4, o carvão está em pó e, na reação 3, está em pedaços, portanto a superfície de contato entre os reagentes é maior na reação 4, logo esta apresenta maior velocidade, portanto $v_3 < v_4$.

Reações 5 e 6: A reação 6 é realizada a uma temperatura maior em relação à reação 5. Quanto maior a temperatura, maior a velocidade de reação, portanto $v_5 < v_6$.

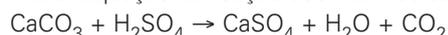
Resposta: C

Exercícios Propostos

1 (UNESP – MODELO ENEM) – O esquema refere-se a um experimento realizado em um laboratório de química:



Dado: Equação da reação ocorrida nos tubos:



A liberação do gás carbônico, CO_2 ,

- no tubo A é mais rápida, pois a superfície de contato dos reagentes é maior.
- no tubo B é mais lenta, pois a superfície de contato dos reagentes é menor.
- nos tubos A e B ocorre ao mesmo tempo.
- no tubo B é mais rápida, pois a superfície de contato dos reagentes é maior.
- no tubo A é mais rápida, pois a superfície de contato dos reagentes é menor.

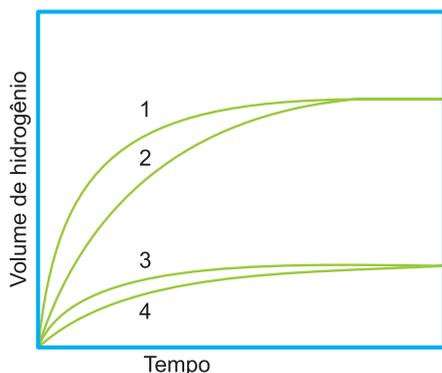
RESOLUÇÃO:

Quanto maior a superfície de contato dos reagentes (CaCO_3 em pó com $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$), maior será a rapidez da reação (liberação de gás carbônico).

Resposta: D

2 (FUVEST-SP) – Foram realizados quatro experimentos. Cada um deles consistiu na adição de solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração 1 mol/L a certa massa de ferro. A 25°C e 1 atm, mediram-se os volumes de hidrogênio desprendido em função do tempo. No final de cada experimento, sempre sobrou ferro que não reagiu. A tabela mostra o tipo de ferro usado em cada experimento, a temperatura e o volume da solução de ácido sulfúrico usado. O gráfico mostra os resultados.

Experimento	Material	Temperatura/ °C	Volume da solução de $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{mL}$
A	pregos	60	50
B	limalha	60	50
C	limalha	60	80
D	limalha	40	80



As curvas de 1 a 4 correspondem, respectivamente, aos experimentos

	1	2	3	4
a)	D	C	A	B
b)	D	C	B	A
c)	B	A	C	D
d)	C	D	A	B
e)	C	D	B	A

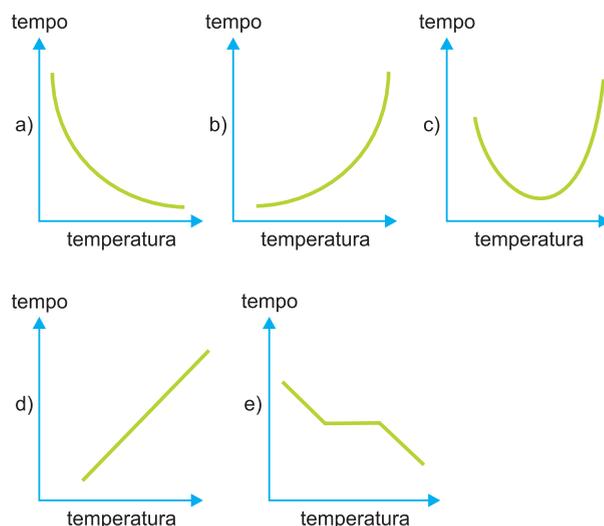
RESOLUÇÃO:

Quanto maior o volume de solução de H_2SO_4 adicionado ao ferro, maior o volume de hidrogênio produzido (curvas 1 e 2). A curva 1 refere-se ao experimento efetuado a uma temperatura maior (maior volume de H_2 produzido num mesmo intervalo de tempo) – experimento C, e a curva 2 refere-se ao experimento D.

As curvas 3 e 4 correspondem ao volume de hidrogênio obtido na reação com um menor volume de H_2SO_4 adicionado. Quando o ferro está na forma de limalha, a reação é mais rápida (maior superfície de contato entre os reagentes – curva 3) e está caracterizada no experimento B. O experimento em que se utilizam pregos (A) corresponde à curva 4.

Resposta: E

3 (FATEC-SP – MODELO ENEM) – O aumento da temperatura provoca o aumento da rapidez das transformações químicas. Assinale a alternativa que mostra o gráfico obtido quando se representa o tempo necessário para que uma transformação química se complete, em função da temperatura.

**RESOLUÇÃO:**

Aumentando a temperatura, aumenta a velocidade de qualquer reação, diminuindo o tempo necessário para que esta ocorra.

Resposta: A

1. Catálise

Catálise é uma reação da qual participa um catalisador.

O catalisador é uma substância química que aumenta a velocidade de uma reação, sem sofrer alteração química permanente, nem alteração em quantidade.

O catalisador tem as seguintes características:

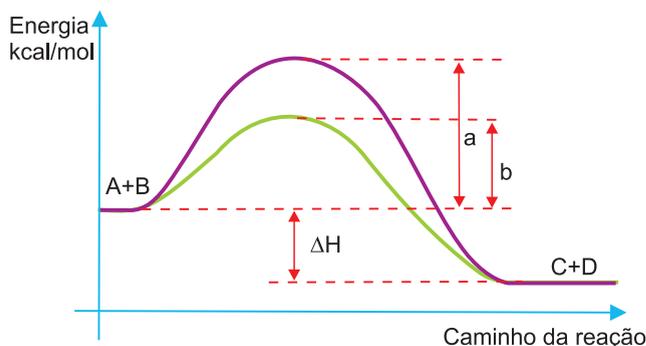
- aumenta a velocidade da reação;
- não sofre alteração química permanente;
- pode, eventualmente, participar de uma etapa da reação, mas é totalmente regenerado no final;
- não sofre alteração na sua quantidade;
- em geral, pequena quantidade de catalisador é suficiente para aumentar a velocidade da reação.

Existem substâncias que podem retardar uma reação química. São chamadas inibidores (catalisadores negativos).

2. Mecanismo energético do catalisador

O catalisador diminui a **energia de ativação da reação** (diminui a barreira, oferece um caminho mais fácil e mais rápido para a reação).

No gráfico abaixo, temos:



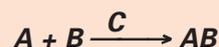
a = energia de ativação da reação sem catalisador.

b = energia de ativação da reação com catalisador.

ΔH = variação de entalpia da reação (não mudou, com ou sem catalisador).

Quando uma reação é catalisada, há uma mudança do caminho ou mecanismo. Visto que a velocidade agora é maior, a energia de ativação do novo caminho deve ser menor que a do caminho antigo. Como a barreira é menor, mais partículas por segundo podem alcançar o pico; o complexo ativado é formado mais rapidamente. A reação se desenvolve com maior velocidade.

Como dissemos anteriormente, o catalisador pode participar de uma etapa intermediária da reação, desde **que seja totalmente recuperado no final**. O catalisador age pela formação de etapas intermediárias na reação. São etapas mais rápidas, que não ocorreriam sem o catalisador. Muitos mecanismos de catálise não são ainda totalmente conhecidos; podemos ilustrar uma reação catalisada:



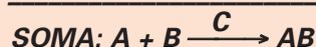
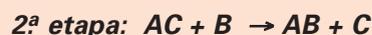
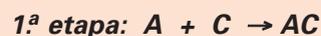
A e B \longrightarrow reagentes

C \longrightarrow catalisador

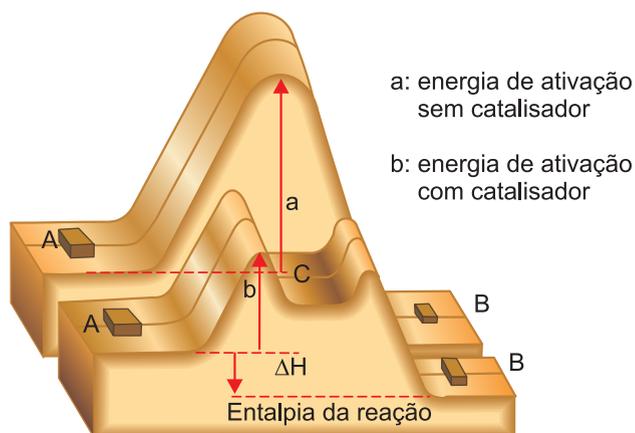
AB \longrightarrow produto

AC \longrightarrow produto intermediário

Mecanismo da reação:



O catalisador (C) participou da 1ª etapa, mas foi regenerado na 2ª etapa. Não sofreu alteração química permanente, não sofreu alteração em quantidade, mas participou de uma etapa intermediária da reação. Ofereceu à reação a possibilidade de se realizar em novas etapas. São etapas mais rápidas que não ocorreriam sem o catalisador. Veja mais um diagrama que representa tal processo:



Dois caminhos alternativos pelos quais um objeto pode mover-se do plano A ao plano B. A energia de ativação será grande se ele transpuser o pico elevado. Um catalisador fornece um caminho alternativo com energia de ativação mais baixa através do vale C.



Saiba mais

CATALISADOR AUTOMOTIVO

Os automóveis movidos a gasolina, mesmo que utilizem uma relação ar/combustível adequada, produzem substâncias poluentes, tais como hidrocarboneto não queimado (HC), CO e NO. Atualmente, os automóveis são equipados com catalisadores que aceleram as transformações dos referidos poluentes gasosos em substâncias não nocivas, conforme as seguintes equações:

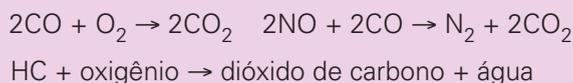


Foto Objetivo Mídia

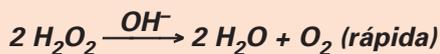


Como catalisadores, podem ser usados platina, irídio, ródio, paládio.

3. Exemplos de catálise

1º exemplo

Hidróxido catalisando a reação de decomposição da água oxigenada.



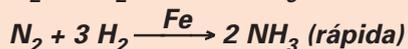
OH^- = catalisador

Observação

OH^- corresponde a um meio básico na reação.

2º exemplo

Ferro catalisando a reação de síntese da amônia.



Fe = catalisador

3º exemplo: A ptialina da saliva (enzima) catalisando a conversão do amido em glicose.



Ptialina: catalisador biológico

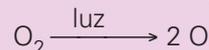


Saiba mais

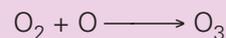
CAMADA DE OZÔNIO

Na alta atmosfera, o ozônio (O_3) é formado por um processo em duas etapas:

1) Dissociação de uma molécula de O_2 :



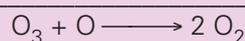
2) Colisão de um átomo O com uma molécula O_2 :



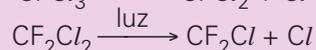
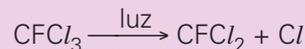
O ozônio se decompõe da seguinte maneira:



Essa reação é lenta, mas pode ser acelerada por vários catalisadores, como átomos Cl.



Os compostos que têm cloro, flúor e carbono na sua constituição (CFC) são fontes de átomos de cloro. Por exemplo, os compostos CFCl_3 e CF_2Cl_2 são utilizados como gases refrigerantes e propelentes de aerossóis. A uma altura de 30 a 40 km a radiação ultravioleta decompõe esses compostos, fornecendo átomos de cloro:



O ozônio é muito importante na atmosfera superior devido à sua habilidade em absorver luz ultravioleta. Uma diminuição na concentração de ozônio de 5% aumentaria a incidência de câncer de pele em 25%.

Atualmente, os compostos CFC, como propelentes nos aerossóis, têm sido substituídos por outros gases, como propano e butano.

4. Concentração dos reagentes

Aumentar a concentração dos reagentes em uma reação significa aumentar a **quantidade** de reagente **por unidade de volume**. Quanto maior for o número de partículas reagentes, maior será o número de choques entre elas. Com o aumento do número de choques, aumenta a velocidade da reação.

5. Lei de Guldberg-Waage (lei da ação das massas)

“A velocidade de uma reação elementar é diretamente proporcional ao produto das concentrações em mol/L dos reagentes, quando estas estão elevadas a expoentes, que são os seus coeficientes na equação.”

Considere a reação:



Aplicando a Lei de Guldberg-Waage, temos:

$$v = k[A]^a[B]^b$$

As concentrações dos reagentes ([A] e [B]), normalmente, são usadas em mol/L.

$$[A] = \frac{n_A}{V} ; [B] = \frac{n_B}{V}$$

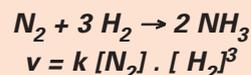
A constante k, denominada **constante de velocidade da reação**, é uma constante de proporcionalidade, numericamente igual à velocidade da reação para concentrações unitárias dos reagentes (1 mol/L).

Uma reação rápida tem uma constante k elevada, enquanto uma reação lenta tem um pequeno valor para a constante k.

Infelizmente, nem sempre tal lei conduz a resultados exatos para a velocidade das reações. Muitas vezes, a

expressão que determina a velocidade da reação é diferente da expressão obtida pela Lei de Guldberg-Waage. A diferença, na maior parte das vezes, se encontra nos expoentes da lei da velocidade. A única maneira de determinar, com certeza, os expoentes na equação da lei da velocidade é executar a experiência. Portanto, é importante observar que a verdadeira lei de velocidade só é determinada experimentalmente.

Exemplo de aplicação da Lei de Guldberg-Waage:



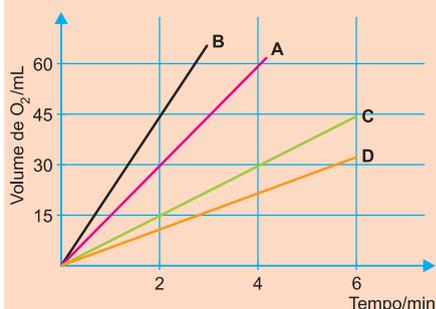
Tal expressão deve ser assim lida:

“A velocidade da reação é proporcional ao produto da concentração em mol/L de nitrogênio pela concentração em mol/L de hidrogênio elevada à 3ª potência.”

A reação foi considerada como **elementar**, isto é, ocorre numa única etapa.

Exercícios Resolvidos

1 (PASUSP – MODELO ENEM) – O hipoclorito de sódio (NaClO) é muito usado na formulação de desinfetantes. Em condições experimentais adequadas, soluções aquosas dessa substância se decompõem com certa facilidade, mediante formação de oxigênio. Com o intuito de avaliar o efeito da temperatura e da concentração do reagente na velocidade da reação de decomposição química, foram realizados 4 experimentos com soluções de hipoclorito de sódio. O gráfico a seguir mostra o volume de oxigênio coletado no processo de decomposição do NaClO, em função do tempo, para cada um dos experimentos.



Experimento A: Solução de NaClO 5,0%,
T = 25°C

Experimento B: Solução de NaClO 5,0%,
T = 35°C

Experimento C: Solução de NaClO 5,0%,
T = 15°C

Experimento D: Solução de NaClO 2,5%,
T = 25°C

De acordo com os resultados mostrados no gráfico, pode-se afirmar que

- a temperatura não afeta a velocidade da reação.
- a velocidade da reação é triplicada ao se variar a temperatura de 15 para 35°C.
- a velocidade da reação no experimento A é de aproximadamente 5 mL de O₂ / minuto.
- a concentração de hipoclorito de sódio não exerce influência na velocidade da reação.
- a quantidade de oxigênio produzida no experimento C, após 4 minutos, será de 15 mL.

Resolução

Comentando as afirmações:

- Incorreta.** Nas experiências C, A e B, a concentração é constante e a temperatura aumenta na ordem: C (15°C), A (25°C), B (35°C). O volume de O₂ produzido em 2 minutos aumenta na ordem: C (15mL), A (30mL), B (45mL).
- Correta.** Nas experiências C e B, a concentração é igual e a temperatura aumenta de 15°C (C) para 35°C (B). Depois de 2 minutos, o volume de O₂ obtido em C é 15mL e em B é 45mL. Portanto, a velocidade triplicou.
- Incorreta.** Em 4 minutos, o volume de O₂ obtido é 60mL, dando uma velocidade média de 15mL/min no experimento A.
- Incorreta.** Nas experiências A e D, a temperatura é constante. A concentração em D é metade da concentração em A. O volume de O₂ obtido em A depois de 4 minutos é 60mL e em D é menor (aproximadamente 22,5mL).
- Incorreta.** O volume de O₂ obtido é 30mL.

Resposta: B

2 (FUVEST-SP – MODELO ENEM) – Um estudante desejava estudar, experimentalmente, o efeito da temperatura sobre a velocidade de uma transformação química. Essa transformação pode ser representada por:



Após uma série de quatro experimentos, o estudante representou os dados obtidos em uma tabela:

	Número do experimento			
	1	2	3	4
temperatura (°C)	15	20	30	10
massa de catalisador (mg)	1	2	3	4
concentração inicial de A (mol/L)	0,1	0,1	0,1	0,1
concentração inicial de B (mol/L)	0,2	0,2	0,2	0,2
tempo decorrido até que a transformação se completasse (em segundos)	47	15	4	18

Que modificação deveria ser feita no procedimento para obter resultados experimentais mais adequados ao objetivo proposto?

- Manter as amostras à mesma temperatura em todos os experimentos.
- Manter iguais os tempos necessários para completar as transformações.
- Usar a mesma massa de catalisador em todos os experimentos.
- Aumentar a concentração dos reagentes A e B.
- Diminuir a concentração do reagente B.

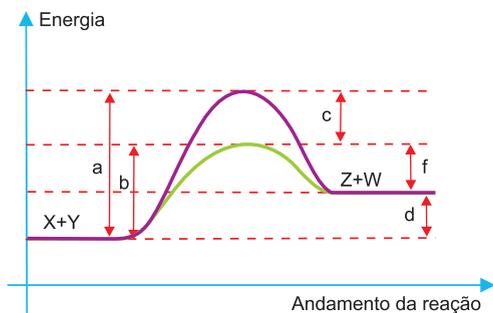
Resolução

Para avaliar a influência da temperatura na velocidade da reação, os demais fatores (catalisador, concentração de A e B iniciais) devem permanecer constantes. Como as concentrações de A e B já estão constantes, basta manter constante também a *massa do catalisador*.

Resposta: C

Exercícios Propostos

1 (PUCCAMP-SP) – No gráfico abaixo, estão representadas duas curvas para a reação $X + Y \rightarrow Z + W$.



A energia de ativação com catalisador e a variação de entalpia (ΔH) da reação direta serão, respectivamente:

- a) a e f b) b e d c) c e b d) b e a e) a e d

RESOLUÇÃO:

A energia de ativação com catalisador (curva de baixo) é dada pelo segmento **b** e a variação de entalpia $\Delta H = H_P - H_R$ é dada pelo segmento **d**.

Resposta: B

2 (MACKENZIE-SP – MODELO ENEM)

Etapas:

- 1) $\text{HCOOH} + \text{H}^+ \rightarrow (\text{HCOOH}_2)^+$
- 2) $(\text{HCOOH}_2)^+ \rightarrow (\text{HCO})^+ + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $(\text{HCO})^+ \rightarrow \text{CO} + \text{H}^+$

No mecanismo de decomposição do ácido metanoico, dado por essas etapas, o catalisador reage com um reagente numa etapa e é regenerado em outra. Então:

- a) o catalisador é o monóxido de carbono.
- b) a equação total é $\text{HCOOH} \rightarrow (\text{HCO})^+ + \text{H}^+$.
- c) o ácido sulfúrico pode ser catalisador.
- d) a fórmula do metanoico é $(\text{HCO})^+$.
- e) com o catalisador a reação é mais rápida, pois há um aumento da energia de ativação.

RESOLUÇÃO:

A equação global da reação é: $\text{HCOOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}$

Os íons H^+ atuam como catalisador. Eles podem ser provenientes da ionização do ácido sulfúrico: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

Resposta: C

3 (INATEL-MG) – Determine a relação entre as velocidades de reação química, inicial e final, quando triplicamos a concentração da substância B na reação elementar abaixo:



RESOLUÇÃO:

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

$$1^\text{ª} \text{ experiência: } v_1 = k \cdot x \cdot y^2$$

$$2^\text{ª} \text{ experiência: } v_2 = k \cdot x \cdot (3y)^2$$

$$v_2 = 9 \cdot k \cdot x \cdot y^2 = 9v_1$$

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{1}{9}$$

Módulo

21

Mecanismo de uma reação química

Palavras-chave:

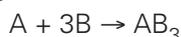
- Etapa lenta

1. Mecanismo de reação

É a sequência de etapas que conduz à reação global.

Na maior parte das vezes, uma reação química realiza-se em uma série de etapas. Cada etapa é chamada **reação elementar**.

Considere a reação



A colisão de três partículas B com uma partícula A é muito pouco provável de ocorrer.

Conclui-se que a transformação ocorre em várias etapas, em uma sequência de colisões mais simples envolvendo menos partículas de cada vez.

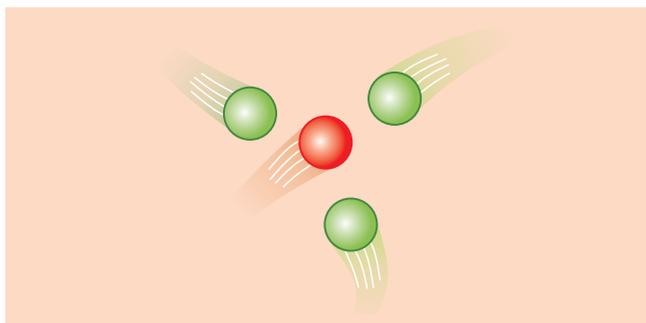
Conhecer o MECANISMO de uma reação é conhecer a série de etapas que levam os reagentes aos produtos.

Nesse caminho de reação, há uma etapa mais lenta e as outras mais rápidas. **A etapa lenta da reação determina a velocidade da reação global.** A etapa lenta da reação é chamada etapa determinante da velocidade, pois a velocidade da reação global é a própria velocidade da etapa lenta.

Exemplo: A reação



realiza-se em duas etapas:



A velocidade v da reação global é igual à velocidade v_1 da etapa lenta. Compreenda isto facilmente, notando que AB, produzido na 1ª etapa, é o reagente da 2ª etapa. Enquanto AB não se forma, a 2ª etapa não pode começar.

A 2ª etapa é rápida, mas só se inicia quando se forma AB na 1ª etapa. Portanto, todo o processo depende da 1ª etapa (etapa lenta).

A etapa lenta determina a velocidade da reação global. A velocidade da reação global é a velocidade da etapa lenta.

E, por isso, quando quisermos a expressão da lei de velocidade para uma reação, **devemos usar a etapa lenta da reação, e não a reação global.**

Como a etapa lenta é a que determina a velocidade, a **expressão da velocidade da reação global** é a própria expressão da velocidade da etapa lenta dessa reação global.

Insistindo:

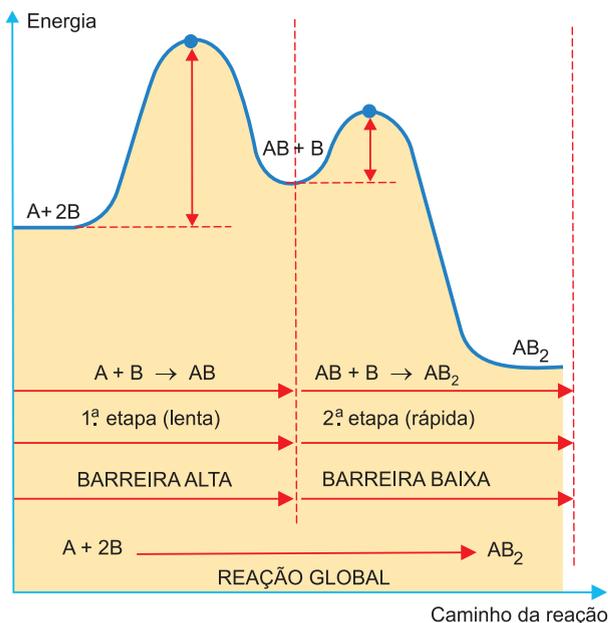
A velocidade da reação global deve ser tirada a partir da velocidade da etapa lenta dessa reação global.

Assim sendo, a velocidade da reação em estudo será:

$$v = v_1 = k [A] [B]$$

que é tirada da etapa lenta da reação (1ª etapa).

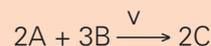
Análise gráfica do mecanismo de reação (cada "morrinho" corresponde a uma etapa da reação)



2. Determinação experimental da equação da velocidade da reação

A escolha de uma equação matemática, que represente a variação da velocidade da reação com a concentração dos reagentes, deve-se basear exclusivamente em dados experimentais.

Exemplo



A variação da velocidade com as concentrações, obtida experimentalmente, é mostrada na tabela abaixo:

	[A] mol/L	[B] mol/L	Velocidade (mol/L . min)
1ª experiência	3	1	5
2ª experiência	6	1	10
3ª experiência	6	2	40

Segundo a Lei de Guldberg-Waage, a equação da velocidade, baseando-se na equação global (portanto, errada), seria:

$$v = k [A]^2 [B]^3 \quad (\text{errada})$$

Mas, quando temos a tabela experimental de variação de velocidade, devemos deduzir a equação da velocidade.

$$v = k [A]^x [B]^y$$

em que x e y serão determinados e não são necessariamente 2 e 3.

Podemos usar dois métodos.

1.º método: Comparativo

Comparando a 1ª com a 2ª experiência, notamos que a concentração de B é a mesma, mas a concentração de A dobrou e, como consequência, a velocidade também dobrou.

Comparando a 2ª com a 3ª experiência, verificamos que a concentração de A é a mesma, mas a de B dobrou e, como consequência, a velocidade quadruplicou.

Conclusão: A velocidade varia com a 1ª potência de A e com a 2ª potência de B.

$$v = k [A]^1 [B]^2$$

2.º método: Algébrico

Dividimos, inicialmente, v_1 por v_2 :

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k (3)^x (1)^y}{k (6)^x (1)^y} = \frac{5}{10}$$

$$\frac{3^x}{6^x} = \frac{1}{2} \Rightarrow 2 \cdot 3^x = 6^x \Rightarrow 2 \cdot 3^x = 2^x \cdot 3^x$$

$$2 = 2^x, \quad \text{logo: } \mathbf{x = 1}$$

Dividimos v_2 por v_3 :

$$\frac{v_2}{v_3} = \frac{k (6)^x (1)^y}{k (6)^x (2)^y} = \frac{10}{40}$$

$$\frac{1^y}{2^y} = \frac{1}{4} \Rightarrow 4 = 2^y \Rightarrow 2^2 = 2^y$$

$$\text{logo: } \mathbf{y = 2}$$

$$\mathbf{v = k [A]^1 [B]^2}$$

Os expoentes x e y são denominados de **ordem da reação**. No exemplo dado, temos:

Ordem da reação com relação a A : 1

Ordem da reação com relação a B : 2

Ordem total da reação: 1 + 2 = 3

Exercícios Propostos

1 A reação expressa pela equação
 $2PQ + 2R_2 \rightarrow P_2 + 2R_2Q$
 a 100°C apresenta o seguinte mecanismo:

- I) $2PQ + R_2 \rightarrow P_2Q + R_2Q$ (etapa lenta)
 II) $P_2Q + R_2 \rightarrow P_2 + R_2Q$ (etapa rápida)

De acordo com o enunciado, julgue os itens.

- (1) Dobrando a concentração de PQ, a velocidade da reação será quadruplicada.
 (2) Dobrando a concentração de R_2 , a velocidade da reação também dobrará.
 (3) Triplicando a concentração de PQ e de R_2 , a velocidade da reação ficará nove vezes maior.
 (4) A equação da velocidade de reação é
 $v = k [PQ]^2 \cdot [R_2]^2$.

RESOLUÇÃO:

(1) **Correto.** $v = k \cdot [PQ]^2 \cdot [R_2]$

(2) **Correto.**

(3) **Errado.** A velocidade ficará 27 vezes maior.

(4) **Errado.**

2 (FUVEST-SP – MODELO ENEM) – O estudo cinético, em fase gasosa, da reação representada por $\text{NO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}$ mostrou que a velocidade da reação não depende da concentração de CO, mas depende da concentração de NO_2 elevada ao quadrado. Esse resultado permite afirmar que

- a) o CO atua como catalisador.
 b) o CO é desnecessário para a conversão de NO_2 em NO.
 c) o NO_2 atua como catalisador.
 d) a reação deve ocorrer em mais de uma etapa.
 e) a velocidade da reação dobra se a concentração inicial de NO_2 for duplicada.

RESOLUÇÃO:

O CO não participa da etapa lenta. Isto significa que a reação deve ocorrer em mais de uma etapa.

Resposta: D

3 (PUC-MG – MODELO ENEM) – No estudo da cinética da reação: $2\text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, à temperatura de 700°C , foram obtidos os seguintes dados, de acordo com a tabela abaixo:

$[\text{H}_2]$ (mol/L)	$[\text{NO}]$ (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L · h)
1×10^{-3}	1×10^{-3}	3×10^{-5}
2×10^{-3}	1×10^{-3}	6×10^{-5}
2×10^{-3}	2×10^{-3}	24×10^{-5}

A lei da velocidade é dada pela fórmula $v = k [\text{NO}]^x \cdot [\text{H}_2]^y$ sendo k a constante de velocidade. Analisando os resultados, é correto afirmar que a lei da velocidade para essa reação é:

- a) $v = k [\text{H}_2] [\text{NO}]^2$ b) $v = k [\text{H}_2]^2 [\text{NO}]^2$
 c) $v = k [\text{H}_2] [\text{NO}]$ d) $v = k [\text{NO}]^2$
 e) $v = k [\text{H}_2]^2$

RESOLUÇÃO:

Considerando-se as duas primeiras experiências, verifica-se que, dobrando a concentração do H_2 , a velocidade dobra. Portanto, a velocidade é diretamente proporcional a $[\text{H}_2]$.

Considerando-se as duas últimas experiências, verifica-se que, dobrando a concentração do NO, a velocidade aumenta quatro vezes. Portanto, a velocidade é proporcional ao quadrado de $[\text{NO}]$.

$v = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]^2$

Resposta: A

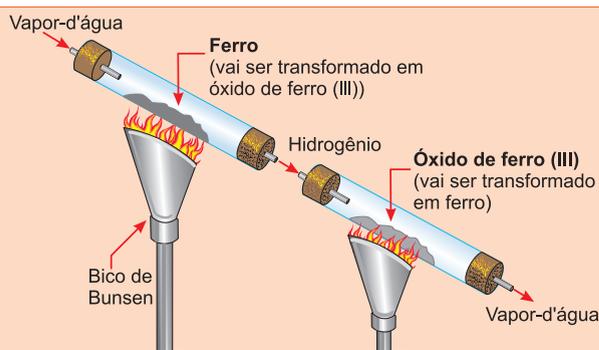
Módulo

22

As reações não se completam. Conceito de equilíbrio químico

Palavras-chave:

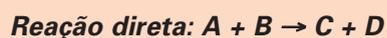
- Velocidades iguais • Concentrações constantes



Uma reação reversível: No primeiro tubo, vapor-d'água reage com ferro metálico produzindo óxido de ferro (III) e hidrogênio. Este hidrogênio entra no segundo tubo, reage com óxido de ferro (III), fornecendo novamente ferro e vapor-d'água. A equação da reação é:
 $2\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{v}) \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{H}_2(\text{g})$

1. Reação reversível

Reação reversível é uma reação que se pode realizar em ambos os sentidos. Por exemplo:



Se os produtos puderem reagir entre si para formar os reagentes, teremos então:

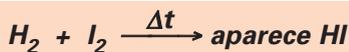


Tal fenômeno pode ser assim representado:



Dizemos então que tal reação é uma reação reversível.

Exemplo: Colocando em um recipiente H_2 e I_2 , decorrido um certo tempo (Δt), verifica-se o aparecimento de HI. Isso significa que H_2 reage com I_2 , formando HI.



Em outro recipiente, coloca-se HI. Depois de certo tempo, aparecem H_2 e I_2 . Isso significa que o HI se decompõe, formando H_2 e I_2 .

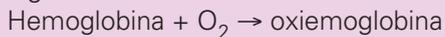


Temos, portanto, uma reação reversível.

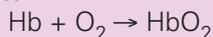


Saiba mais

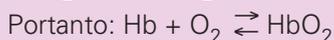
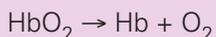
Uma reação reversível, extremamente importante para a vida, está relacionada com o transporte do oxigênio atmosférico (O_2) para as várias partes do corpo humano. Esse transporte é realizado pela hemoglobina, uma proteína complexa existente no sangue. A hemoglobina liga-se ao O_2 nos pulmões, formando a oxiemoglobina.



Simplificadamente:



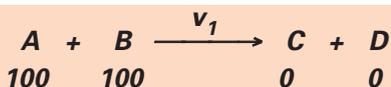
A oxiemoglobina é levada, pela corrente sanguínea, às várias partes do corpo, onde o oxigênio é liberado para ser usado nos processos metabólicos. Forma-se novamente a hemoglobina.



2. O estado de equilíbrio

Para dar uma ideia do estado de equilíbrio, vamos acompanhar a evolução de uma reação reversível. Suponhamos que os reagentes tenham uma coloração **vermelha** e os produtos, **amarela**.

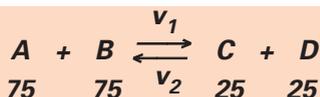
Situação inicial



Coloração do sistema: vermelha.

Partimos, por exemplo, de 100 moléculas de cada reagente. No instante inicial, em que as moléculas são colocadas em contato, a quantidade de produto é zero. A coloração do sistema é vermelha, totalmente, devido ao fato de termos somente reagente.

Decorrido certo tempo...



Coloração do sistema:

o vermelho tende ao alaranjado.

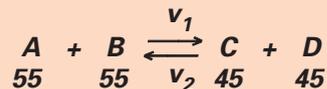
A reação começou. O reagente começa a se transformar no produto. Os reagentes começam a ser consumidos. Os produtos começam a ser formados. Se, inicialmente, só havia reação direta, agora, com a formação das primeiras moléculas do produto, já devemos considerar que algumas moléculas de C e D podem voltar a se transformar em A e B.

Chamamos v_1 : velocidade da reação direta e

v_2 : velocidade da reação inversa.

O sistema começa a mudar de cor devido ao aparecimento do produto, que é amarelo.

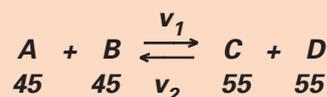
Mais algum tempo decorrido...



Coloração do sistema: a cor laranja predomina.

Ambas as reações continuam ocorrendo. A velocidade da reação direta está diminuindo. A velocidade da inversa está aumentando. O sistema no qual a reação ocorre mostra visíveis aspectos de reação ocorrendo.

Continua passando o tempo...

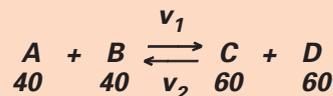


Coloração do sistema:

a cor laranja já lembra o amarelo.

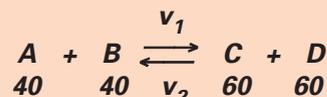
A velocidade da reação direta caiu sensivelmente. Continua aumentando a velocidade da inversa. O sistema no qual a reação ocorre mostra, aos poucos, um declínio dos sintomas de reação ocorrendo.

Algum tempo depois...



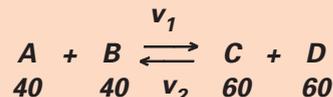
Coloração do sistema: tom amarelo-avermelhado.

Algum tempo depois...



Coloração do sistema: idêntica à anterior.

Confirmando, alguns instantes após....



Coloração do sistema: idêntica à anterior.

Não se nota mais nenhuma alteração no sistema. A impressão externa é a de que tudo cessou. O sistema não dá mais sinais de reação química.

Foi atingido o equilíbrio químico.

Observação: As concentrações de A e B não precisam ser iguais entre si. Tampouco as de C e D.

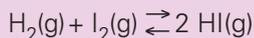


Saiba mais

Como se obtém o equilíbrio H_2 , I_2 e HI ?

Resolução

Consideremos a reação reversível:

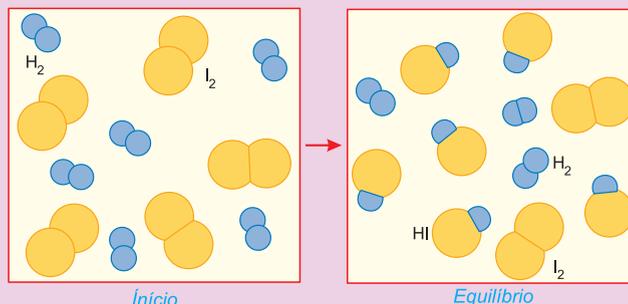


Começamos a reação colocando hidrogênio e iodo em um recipiente fechado. Assim que se forma certa quantidade de iodeto de hidrogênio, este começa a se decompor, formando hidrogênio e iodo.

Quando as reações direta e inversa ficam com velocidades iguais, o equilíbrio é atingido.

Observe que os reagentes não são consumidos comple-

tamente. No final do processo, temos uma mistura em equilíbrio, contendo tanto produtos como reagentes. As concentrações de todas as substâncias no equilíbrio permanecem constantes ao longo do tempo.



3. Características do equilíbrio

- A velocidade da reação direta (v_1) é igual à velocidade da reação inversa (v_2).
- Se aparentemente a reação parou, isso na verdade não ocorre. O equilíbrio é **dinâmico**. Ambas as reações continuam ocorrendo. Só que com igual velocidade. O equilíbrio químico é mantido permanentemente pela igualdade das velocidades de reações químicas opostas.
- Em consequência disso, as concentrações de todas as substâncias presentes não mais variam. As concentrações de todas as substâncias presentes no equilíbrio permanecem constantes ao longo do tempo.
- As propriedades do sistema em equilíbrio são as mesmas, independentemente da direção pela qual ele é atingido. Isto quer dizer que, se na reação do item 1 tivéssemos partido de C e D em vez de A e B, as propriedades do sistema em equilíbrio seriam as mesmas.
- Todas as reações reversíveis caminham espon-

taneamente para o equilíbrio, pois este é a posição de menor energia e maior estabilidade possível para o sistema. E lá ficam, a menos que um fator externo modifique tal situação. Uma vez atingido o estado de equilíbrio, este persiste indefinidamente se não for perturbado externamente. **O equilíbrio existe, portanto, somente em um sistema fechado**, isto é, tanto matéria como energia não estão sendo introduzidas ou removidas.

- As **características macroscópicas** não mais se alteram. Como vínhamos acompanhando no decurso da reação, quando as concentrações não mais variam, a cor do sistema não mais se altera. O estado de equilíbrio realmente dá a impressão externa de que tudo cessou, mas isso na verdade não ocorre. Ambas as reações continuam ocorrendo, com igual velocidade. No âmbito molecular, tudo continua. Microscopicamente, tudo continua.

Resumindo:

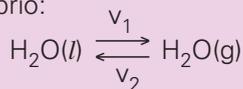
Macroscopicamente, tudo cessa.
Microscopicamente, tudo continua.



Saiba mais

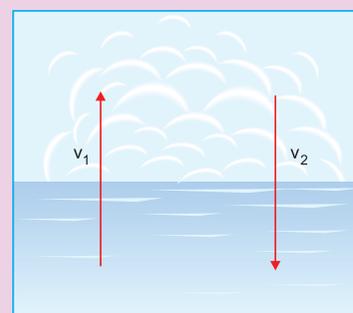
EQUILÍBRIO ENTRE ÁGUA LÍQUIDA E GASOSA

Colocando uma amostra de água líquida em um recipiente fechado, à temperatura constante, uma parte vaporiza. Logo após, é estabelecido o equilíbrio:



Os dois processos, vaporização e condensação, estão ocorrendo à mesma velocidade e as quantidades relativas de líquido e vapor não variam com o tempo.

A 100°C, a concentração do vapor-d'água no equilíbrio é 0,0327 mol/L e a sua pressão é 1,00 atm.



4. Análise gráfica do equilíbrio

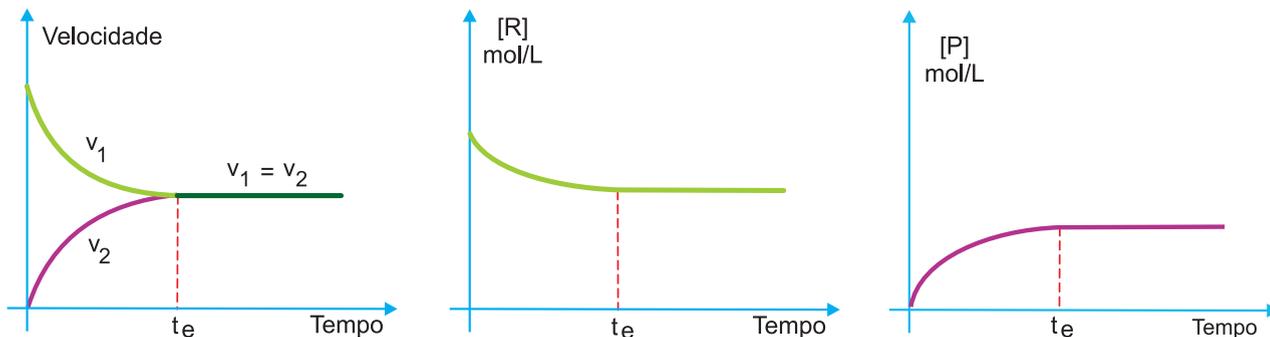
Podemos representar, graficamente, tudo o que foi dito. Começamos colocando as velocidades da reação direta (v_1) e inversa (v_2) em ordenadas, e na abscissa, o tempo.

Inicialmente, a velocidade da reação inversa (v_2) é zero, enquanto a velocidade da reação direta (v_1) é máxima. Com o decorrer do tempo, v_2 aumenta e v_1 diminui. No instante " t_e ", ambas se igualam. É o momento em que o equilíbrio foi atingido.

Podemos construir outros tipos de gráficos, colocando na ordenada as concentrações de reagentes [R] ou produtos [P] ou ambas, e na abscissa, o tempo.

No princípio, a concentração de reagente é máxima. Com o decorrer do tempo, ela vai diminuindo, até que num certo instante " t_e " não varia mais. Permanece constante. Está atingido o equilíbrio.

Inicialmente, a concentração do produto é zero. Com o decorrer do tempo, ela vai aumentando, até que num certo instante " t_e " não varia mais. Permanece constante. Está atingido o equilíbrio.



A situação de equilíbrio em relação às concentrações de reagentes e produtos pode ser de três tipos:

1º tipo: Quando o equilíbrio é atingido com a concentração de reagente maior que a do produto:

$$[R] > [P] \text{ no equilíbrio}$$

É uma reação que ocorre com maior extensão no sentido de formação dos reagentes e, evidentemente, com menor extensão no sentido de formação dos produtos.

2º tipo: Quando o equilíbrio é atingido com maior concentração de produto do que de reagente:

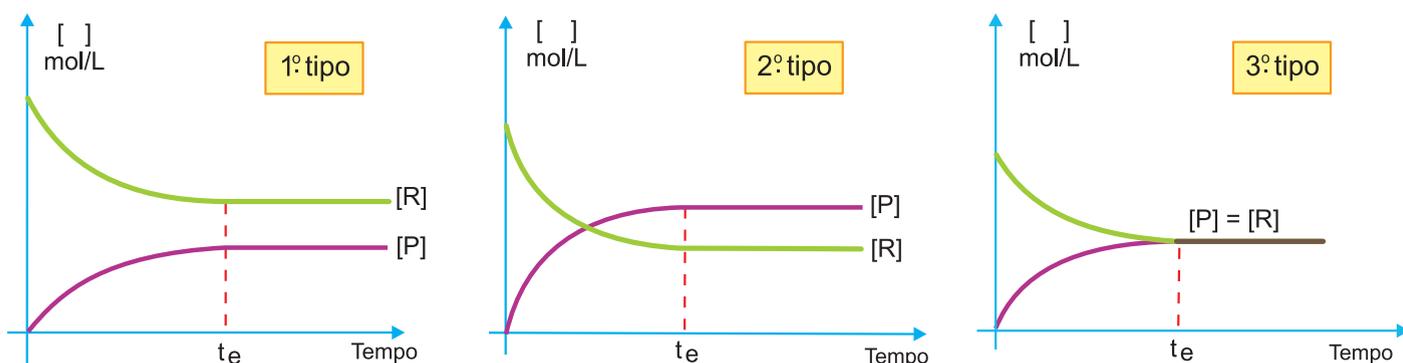
$$[P] > [R] \text{ no equilíbrio}$$

A reação ocorre em maior extensão para a formação dos produtos e, evidentemente, com menor extensão no sentido de formação dos reagentes.

3º tipo: Quando o equilíbrio é atingido com concentrações iguais de produto e de reagente:

$$[R] = [P] \text{ no equilíbrio}$$

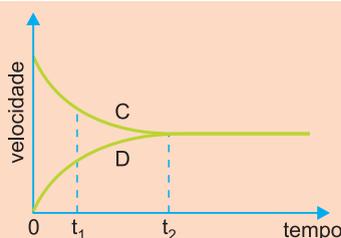
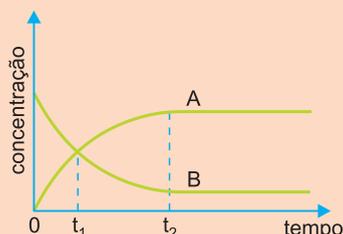
Ambas as reações, direta e inversa, ocorrem com igual extensão.



Exercícios Resolvidos

1 (CEFET-MG – MODELO ENEM) – Reação reversível é toda reação que se realiza em ambos os sentidos. A velocidade da reação direta vai diminuindo, enquanto a velocidade da reação inversa vai aumentando. No equilíbrio, as velocidades das duas reações ficam iguais e as concentrações de reagentes e produtos ficam constantes.

As curvas seguintes mostram as variações de concentração e velocidade, em função do tempo, de uma reação química que ocorre em um sistema fechado.



- Analisando os gráficos, afirma-se que
- I. após t_2 , em ambos, a reação química prossegue.
 - II. entre t_1 e t_2 , em ambos, o sistema está em equilíbrio.
 - III. na interseção das curvas A e B, a velocidade da reação inversa é menor que a direta.
 - IV. na interseção das curvas C e D, as concentrações dos produtos e reagentes são crescentes.

Pode-se concluir que são corretas apenas as afirmativas

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

Resolução

I) **Correta.**

O equilíbrio químico é dinâmico, isto é, as duas reações prosseguem, mas com velocidades iguais.

II) **Incorreta.**

O equilíbrio é atingido no instante t_2 .

III) **Correta.**

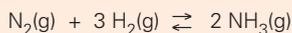
No instante t_1 , a velocidade da reação direta (curva C) é maior, em módulo, que a velocidade da reação inversa (curva D).

IV) **Incorreta.**

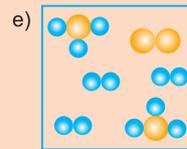
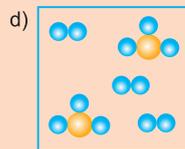
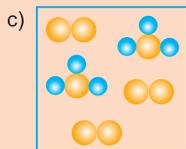
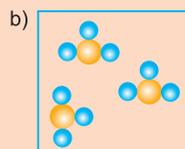
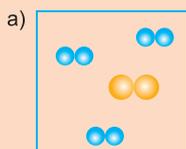
Atingido o equilíbrio, as concentrações ficam constantes.

Resposta: B

2 (FUVEST-SP – MODELO ENEM) – Em condições industrialmente apropriadas para se obter amônia, juntaram-se quantidades estequiométricas dos gases N_2 e H_2 .



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



Legenda:

N... 

H... 

Resolução

Alcançando o equilíbrio químico, iremos encontrar no sistema moléculas dos reagentes N_2 () e H_2 () e do produto NH_3

(). **Resposta: E**

Exercícios Propostos

1 (UnB-DF) – Indique se as afirmações são corretas ou erradas:

- 1) Uma reação é reversível quando se processa simultaneamente nos dois sentidos.
- 2) Uma reação reversível atinge o equilíbrio quando as velocidades das reações direta e inversa se igualam.
- 3) O equilíbrio das reações químicas é dinâmico.
- 4) Ao atingir o estado de equilíbrio, a concentração de cada substância no sistema permanece constante.
- 5) A energia armazenada pelo sistema em equilíbrio é a menor possível.
- 6) Todas as reações reversíveis caminham espontaneamente para o equilíbrio.
- 7) As propriedades macroscópicas de um sistema em equilíbrio não mais se alteram.

RESOLUÇÃO:

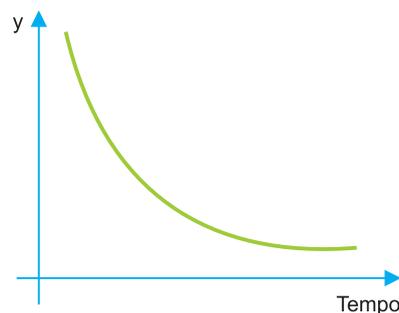
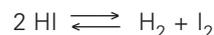
- (1) **Correta.**
- (2) **Correta** ($v_1 = v_2$).
- (3) **Correta. As reações não cessam.**
- (4) **Correta.**
- (5) **Correta. O equilíbrio é a posição de maior estabilidade e, portanto, de menor energia possível para o sistema.**
- (6) **Correta.**
- (7) **Correta.**

2 (MODELO ENEM) – Um dos grandes progressos da história da Química foi a compreensão de que as reações químicas nem sempre se completam, isto é, nem sempre apresentam rendimento 100%. Os químicos observaram que, em muitos casos, mesmo após tempo suficientemente

prolongado para que a reação se processe, ainda restam reagentes no sistema.

Um sistema em que há apenas reagentes pode convergir para uma situação em que reagentes e produtos coexistam com concentrações invariáveis ao longo de tempo, desde que sejam mantidas as mesmas condições.

O gráfico abaixo foi obtido no estudo da reação:



Nesse gráfico, y pode representar a

- a) massa de HI.
- b) massa de H_2 .
- c) massa de I_2 .
- d) soma das massas de H_2 e I_2 .
- e) soma das massas de HI, H_2 e I_2 .

RESOLUÇÃO:

A massa do reagente vai diminuindo com o decorrer do tempo.

Resposta: A

Módulo

23

Constante de equilíbrio

Palavras-chave:

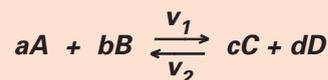
- Constantes de equilíbrio
- K_C e K_p

1. Análise quantitativa do equilíbrio – a constante de equilíbrio

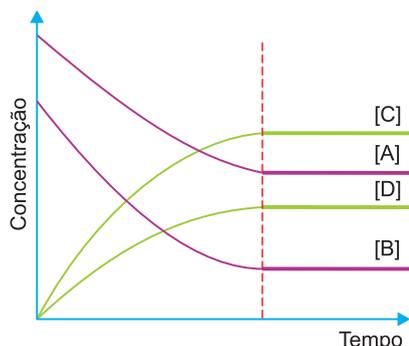
Como sabemos, quando o equilíbrio é atingido, as concentrações de todas as substâncias participantes permanecem constantes. Para relacionar tais concentrações no equilíbrio, para prever a extensão com que a

reação ocorre, em cada sentido, apresentamos uma constante de equilíbrio.

Dada a reação reversível abaixo, e chamando de a, b, c, d os respectivos coeficientes:



As concentrações variam de acordo com o gráfico:



De acordo com a Lei de Guldberg – Waage, temos:

$$v_1 = k_1 [A]^a \cdot [B]^b$$

$$v_2 = k_2 [C]^c \cdot [D]^d$$

Como, no equilíbrio: $v_1 = v_2$, temos:

$$k_1 [A]^a \cdot [B]^b = k_2 [C]^c [D]^d$$

Passando as constantes para um mesmo lado, fazemos k_1/k_2 .

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Como a relação entre duas constantes é uma terceira constante, vem:

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \text{ ou } K_C = \frac{[P]^p}{[R]^r}$$

que é a expressão da constante de equilíbrio.

Observação

O fato de fazermos k_1/k_2 em vez de k_2/k_1 é pura convenção. **O valor de K_C só muda se variar a temperatura.**

2. Tipos de constante de equilíbrio

A constante de equilíbrio pode ser apresentada de duas formas:

K_C – constante de equilíbrio em termos, em unidades de concentração em mol/L.

K_p – constante de equilíbrio em termos, em unidades de pressões parciais (atm ou mmHg).

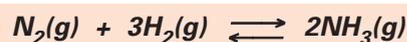
A primeira, K_C , é obtida tal como foi mostrado antes; colocamos na fórmula os **valores das concentrações, em mol/L, no equilíbrio.**

Para obter a segunda, K_p , colocamos na fórmula os valores das **pressões parciais dos gases presentes no equilíbrio (em atm ou mmHg).**

$$K_p = \frac{(p_C)^c \cdot (p_D)^d}{(p_A)^a \cdot (p_B)^b}$$

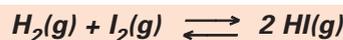
Exemplos de aplicação das constantes

1.º exemplo



$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} \quad K_p = \frac{(p_{NH_3})^2}{(p_{N_2}) \cdot (p_{H_2})^3}$$

2.º exemplo



$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} \quad K_p = \frac{(p_{HI})^2}{(p_{H_2}) \cdot (p_{I_2})}$$

3.º exemplo



$$K_C = \frac{[ZnCl_2] [H_2]}{[HCl]^2} \quad K_p = p_{H_2}$$

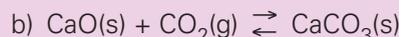
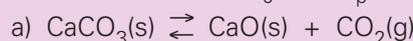
Na expressão do K_C , não entram sólidos, que têm concentração constante. No valor de K_C já estão computados os valores das concentrações constantes. Uma solução aquosa e um gás apresentam concentração variável. Sólido tem concentração constante.

Na expressão do K_p , só entram gases.



Saiba mais

Dar a expressão do K_C e do K_p para as reações:



Resolução

$[CaO] = \text{constante}$

$[CaCO_3] = \text{constante}$

a) $K'_C = \frac{[CaO] \cdot [CO_2]}{[CaCO_3]}$

$$\frac{K'_C \cdot [CaCO_3]}{[CaO]} = [CO_2] \therefore K_C = [CO_2]; \quad K_p = p_{CO_2}$$

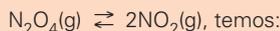
b) $K'_C = \frac{[CaCO_3]}{[CaO] \cdot [CO_2]} \therefore \frac{K'_C \cdot [CaO]}{[CaCO_3]} = \frac{1}{[CO_2]}$

$$K_C = \frac{1}{[CO_2]} \quad K_p = \frac{1}{p_{CO_2}}$$

Exercícios Resolvidos

1 A constante de equilíbrio, para uma dada reação, só depende da temperatura.

Para a reação:



$$1) \text{ A } 100^\circ\text{C: } K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 0,36$$

$$2) \text{ A } 150^\circ\text{C: } K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 3,2$$

Calcular a concentração de NO_2 no equilíbrio a 100°C , sabendo-se que a concentração de N_2O_4 é $0,040 \text{ mol/L}$.

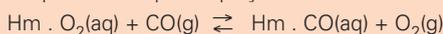
Resolução

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 0,36$$

$$[\text{NO}_2]^2 = 0,36 \times 0,040 = 0,0144$$

$$[\text{NO}_2] = \sqrt{0,0144} = 0,120 \quad [\text{NO}_2] = 0,120 \text{ mol/L}$$

2 (UNICAMP-SP-ADAPTADO – MODELO ENEM) – O equilíbrio entre a hemoglobina (Hm), o monóxido de carbono (CO) e o oxigênio (O_2) pode ser representado pela equação:



sendo a constante de equilíbrio, K, dada por:

$$K = \frac{[\text{Hm} \cdot \text{CO}] [\text{O}_2]}{[\text{Hm} \cdot \text{O}_2] [\text{CO}]} = 210$$

Estima-se que os pulmões de um fumante sejam expostos a uma concentração de CO igual a $2,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ e de O_2 igual a $8,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. Nesse caso, qual a razão entre a concentração de hemoglobina ligada ao monóxido de carbono, $[\text{Hm} \cdot \text{CO}]$, e a concentração de hemoglobina ligada ao oxigênio, $[\text{Hm} \cdot \text{O}_2]$?

- a) $5,25 \cdot 10^{-1}$ b) $5,25 \cdot 10^{-2}$ c) $5,25 \cdot 10^{-3}$
d) 19 e) 190

Resolução

$$[\text{CO}] = 2,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \quad [\text{O}_2] = 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

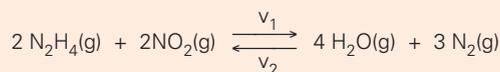
Substituindo na fórmula da constante de equilíbrio:

$$\frac{[\text{Hm} \cdot \text{CO}] \cdot 8,8 \cdot 10^{-3}}{[\text{Hm} \cdot \text{O}_2] \cdot 2,2 \cdot 10^{-6}} = 210$$

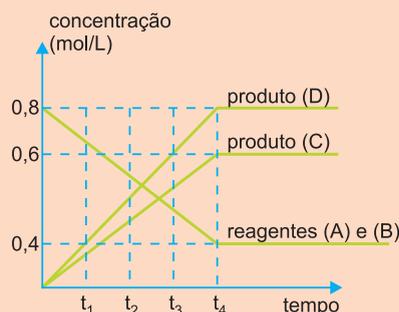
$$\frac{[\text{Hm} \cdot \text{CO}]}{[\text{Hm} \cdot \text{O}_2]} = 5,25 \cdot 10^{-2}$$

Resposta: B

3 (FAC. OBJETIVO-GOIÂNIA-GO – MODELO ENEM) – Em sistema fechado, a hidrazina (N_2H_4) reage com dióxido de nitrogênio, segundo a reação que se estabelece em equilíbrio:



A variação da concentração das substâncias, do início, até atingir o equilíbrio, é dada pelo gráfico a seguir:



O valor da constante de equilíbrio em termos de concentração é:

- a) 3,46 b) 0,28 c) 2,59 d) 3,00 e) 0,33

Resolução

Como a água é formada em maior quantidade (mols) que o gás N_2 , será, portanto, o produto D.

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^4 \cdot [\text{N}_2]^3}{[\text{N}_2\text{H}_4]^2 \cdot [\text{NO}_2]^2}$$

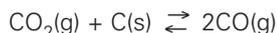
$$K_c = \frac{(0,8)^4 \cdot (0,6)^3}{(0,4)^2 \cdot (0,4)^2}$$

$$K_c = 3,456$$

Resposta: A

Exercícios Propostos

1 Dar a expressão da constante de equilíbrio em termos de pressão parcial (K_p) e em termos de concentração (K_c) para a reação química:



RESOLUÇÃO:

Na expressão do K_p só entra gás e, na expressão do K_c , sólido não entra:

$$K_p = \frac{p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{CO}_2}}$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$$

2 (CESGRANRIO – MODELO ENEM) – A constante de equilíbrio desempenha um papel importante na compreensão do conceito de equilíbrio químico, em razão de informar a composição, as concentrações de reagentes e de produtos de um sistema, bem como o sentido que o equilíbrio favorece. A constante de equilíbrio é $K_c = 1,7$ para a reação abaixo a uma temperatura T.



Sabendo-se que o equilíbrio é estabelecido nessa temperatura T quando as concentrações de $\text{NH}_3(\text{g})$, $\text{N}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2(\text{g})$ são, respectivamente, 2 mol/L , $x \text{ mol/L}$ e 1 mol/L , assinale, entre as opções a seguir, o valor de x:

- a) 0,4 b) 1,0 c) 3,0 d) 3,8 e) 6,8

$$\text{Dado: } K_c = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2}$$

RESOLUÇÃO:

$$K_c = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2}$$

$$1,7 = \frac{x \cdot (1)^3}{(2)^2}$$

$$x = 6,8$$

Resposta: E

3 (UNIP-SP) – A constante de equilíbrio K_p para a reação $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ é igual a 0,14. Numa mistura em equilíbrio, a pressão parcial de NO_2 é igual a 0,7 atm.

A pressão parcial de N_2O_4 é:

- a) 0,5 atm b) 0,7 atm c) 1,5 atm d) 2,5 atm e) 3,5 atm

RESOLUÇÃO:

$$K_p = \frac{(P_{\text{NO}_2})^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

$$0,14 = \frac{(0,7)^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = 3,5 \text{ atm}$$

Resposta: E

Módulo

24

Cálculo das quantidades no equilíbrio

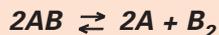
Palavras-chave:

- Cálculo estequiométrico

1. Cálculo das quantidades no equilíbrio

Analisemos a questão: 2 mols de uma substância AB são colocados em um recipiente de 2 litros. Atingido o equilíbrio, nota-se a presença de 0,5 mol de B_2 .

Calcular o K_c da reação:



Resolução

Este é o tipo de problema mais importante nos cálculos com a constante de equilíbrio. Como sabemos, a constante de equilíbrio só pode ser calculada com as concentrações no equilíbrio. No entanto, para este problema foram dadas apenas a quantidade inicial e uma quantidade no equilíbrio. Para resolvê-lo, devemos usar o “quadro” a seguir. Tal quadro consta de três linhas:

	2AB	⇌	2A	+	B ₂
início					
reage e é produzido					
no equilíbrio					

Na primeira linha, colocamos as quantidades iniciais. Evidentemente, no início não há produto. Só reagente. Logo, no início não há nada de A e B_2 e o quadro começa assim:

	2AB	⇌	2A	+	B ₂
início	2		0		0
reage e é produzido					
no equilíbrio					

O outro dado do problema é que no equilíbrio há 0,5 mol de B_2 . Esse dado é colocado na 3ª linha. Ora, se no equilíbrio há 0,5 mol de B_2 e, no início, não havia nada, isso significa que, durante a reação, produziu-se 0,5 mol de B_2 . Esse dado é, então, passado automaticamente para a 2ª linha.

	2AB	⇌	2A	+	B ₂
início	2		0		0
reage e é produzido					0,5
no equilíbrio					0,5

Para preencher a 2ª linha, devemos montar uma proporção (**regra de 3**) com os **coeficientes** das substâncias participantes. É um procedimento lógico, pois se 0,5 mol de B₂ foi produzido, a partir desse dado, podemos saber quanto de A foi produzido e quanto de AB foi consumido.

	2AB	⇌	2A	+	B ₂
início	2		0		0
reage e é produzido	1,0		1,0		0,5
no equilíbrio					0,5

2. Cálculo do K_c

Temos, então, as quantidades no equilíbrio. Dividindo todas pelo volume (em litros), teremos as respectivas concentrações (em mols/litro) e substituiremos na fórmula:

$$[AB] = \frac{1,0 \text{ mol}}{2 \text{ litros}} = 0,5 \text{ mol/litro}$$

$$[A] = \frac{1,0 \text{ mol}}{2 \text{ litros}} = 0,5 \text{ mol/litro}$$

A regra de 3 é facilmente mostrada:

$$\frac{2}{y} = \frac{2}{x} = \frac{1}{0,5} \quad \mathbf{x = 1,0}$$

$$\mathbf{y = 1,0}$$

Agora é só subtrair quando for reagente, e somar quando for produto. Isso é lógico, já que os reagentes foram consumidos (havia 2 mols; 1,0 mol reagiu; sobrou 1,0 mol) e os produtos foram formados (não havia nada de A; produziu-se 1,0 mol; existe 1,0 mol no equilíbrio).

Teremos, então:

	2AB	⇌	2A	+	B ₂
início	2		0		0
reage e é produzido	⊖ 1,0		⊕ 1,0		⊕ 0,5
no equilíbrio	1,0 mol		1,0 mol		0,5 mol

$$[B_2] = \frac{0,5 \text{ mol}}{2 \text{ litros}} = 0,25 \text{ mol/litro}$$

$$K_c = \frac{[A]^2 \cdot [B_2]}{[AB]^2}$$

$$K_c = \frac{(0,5)^2 \cdot 0,25}{(0,5)^2} = 0,25$$

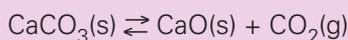
Resposta: **K_c = 0,25**



Saiba mais

EQUILÍBRIO HETEROGÊNEO

Tem-se um equilíbrio heterogêneo quando reagentes e produtos estão em fases diferentes. Exemplo:



Os dois sólidos e o gás constituem três fases.

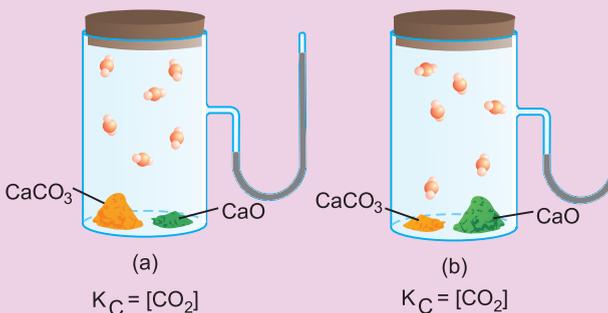
A constante de equilíbrio poderia ser dada pela expressão:

$$K'_c = \frac{[CaO] \cdot [CO_2]}{[CaCO_3]}$$

A concentração de um sólido puro (ou líquido puro) é constante numa dada temperatura, isto é, não depende da quantidade de substância presente. Assim, a concentração de 1 grama ou 1 tonelada de CaO é a mesma. Reescrevendo a expressão da constante de equilíbrio, temos:

$$\frac{[CaCO_3]}{[CaO]} \cdot K'_c = [CO_2] = K_c$$

O valor de K_c não depende da quantidade de CaCO₃ e CaO presentes, desde que haja alguma quantidade no sistema.

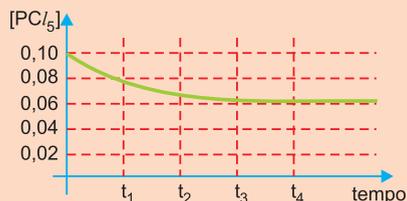


Exercícios Resolvidos

1 0,20 mol de PCl_5 é aquecido num recipiente indeformável de capacidade 2L. Ocorre a sua decomposição segundo a equação da reação:



O gráfico abaixo representa a variação da concentração de PCl_5 em função do tempo.



Determinar o valor da constante de equilíbrio, K_c .

Resolução

Concentração inicial de PCl_5 :

$$[\text{PCl}_5] = \frac{0,20 \text{ mol}}{2\text{L}} = 0,10 \text{ mol/L}$$

	$\text{PCl}_5(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
início	0,10 mol/L		0		0
reage e forma	$(0,10 - 0,06 = 0,04) \text{ mol/L}$		0,04 mol/L		0,04 mol/L
equilíbrio	0,06 mol		0,04 mol/L		0,04 mol/L

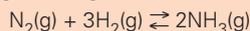
$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,04 \cdot 0,04}{0,06}$$

$$K_c = 0,026$$

2 (MODELO ENEM) – A “revolução verde”, que compreende a grande utilização de fertilizantes inorgânicos na agricultura, fez surgir a esperança de vida para uma produção mundial cada vez mais crescente e, portanto, mais necessitada de alimentos.

O nitrogênio é um dos principais constituintes de fertilizantes sintéticos de origem não orgânica. Pode aparecer na forma de ureia, sulfato

de amônio, fosfato de amônio etc., produtos cuja produção industrial depende da amônia como reagente inicial. A produção de amônia, por sua vez, envolve a reação entre o gás nitrogênio e o gás hidrogênio.



Em certas condições de pressão e temperatura, 13 mols de N_2 e 11 mols de H_2 foram colocados em um recipiente de volume igual a 2 litros. Atingido o equilíbrio, verificou-se a formação de 6 mols de NH_3 . A constante de equilíbrio (K_c) nessas condições é

a) 0,45 b) 0,60 c) 0,90 d) 1,8 e) 3,6

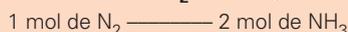
Observação: Para o cálculo das quantidades no equilíbrio, utilize a tabela:

	$1\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$		
início	13 mol	11 mol	0
reage e forma			
equilíbrio			6 mol

Resolução

Quantidade de NH_3 formada: 6 mol

Quantidade de N_2 que reagiu: 3 mol



$$x = 3 \text{ mol}$$

Quantidade de N_2 que restou no equilíbrio:

$$13 \text{ mol} - 3 \text{ mol} = 10 \text{ mol}$$

Quantidade de H_2 que reagiu: 9 mol



$$y = 9 \text{ mol}$$

Quantidade de H_2 que restou no equilíbrio:

$$11 \text{ mol} - 9 \text{ mol} = 2 \text{ mol}$$

	$1\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$		
início	13 mol	11 mol	0
reage e forma	\ominus 3 mol	\ominus 9 mol	\oplus 6 mol
equilíbrio	10 mol	2 mol	6 mol

Concentrações no equilíbrio:

$$[\text{NH}_3] = \frac{n}{V} = \frac{6 \text{ mol}}{2\text{L}} = 3 \text{ mol/L}$$

$$[\text{N}_2] = \frac{10 \text{ mol}}{2\text{L}} = 5 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{2 \text{ mol}}{2\text{L}} = 1 \text{ mol/L}$$

Constante de equilíbrio:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2]^1 \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{(3 \text{ mol/L})^2}{(5 \text{ mol/L})^1 \cdot (1 \text{ mol/L})^3} =$$

$$= 1,8 (\text{mol/L})^{-2}$$

Resposta: D

3 (UFMG) – Quando um mol de amônia é aquecido num sistema fechado, a uma determinada temperatura, 50% do composto se dissocia, estabelecendo-se o equilíbrio:



A soma das quantidades de matéria, em mol, das substâncias presentes na mistura em equilíbrio é:

a) 3,0 b) 2,5 c) 2,0
d) 1,5 e) 1,0

Resolução

Quantidade de matéria de amônia que reagiu:

$$100\% \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$50\% \longrightarrow x$$

$$x = 0,5 \text{ mol}$$

	$2\text{NH}_3 \rightleftharpoons 1\text{N}_2 + 3\text{H}_2$		
início	1 mol	0	0
reage e forma	0,5 mol	0,25 mol	0,75 mol
equilíbrio	0,5 mol	0,25 mol	0,75 mol

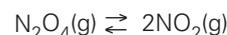
$$\text{Soma das quantidades de matéria} = (0,5 + 0,25 + 0,75) \text{ mol} = 1,5 \text{ mol}$$

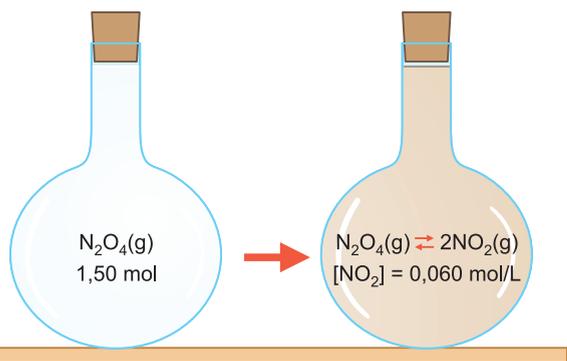
Resposta: D

Exercícios Propostos

1 (MODELO ENEM) – Poluentes como óxidos de enxofre e de nitrogênio presentes na atmosfera formam ácidos fortes, aumentando a acidez da água da chuva. A chuva ácida pode causar muitos problemas para plantas, animais, solo, água e, também, pessoas. O dióxido de nitrogênio, gás castanho, em

um recipiente fechado, apresenta-se em equilíbrio químico com um gás incolor, segundo a equação:





Em uma experiência, nas condições ambientes, introduziu-se 1,50 mol de N_2O_4 em um reator de 2,0 litros. Estabelecido o equilíbrio, a concentração de NO_2 foi de 0,060 mol/L. Qual o valor da constante K_C , em termos de concentração, desse equilíbrio?

- a) $2,4 \cdot 10^{-3}$ b) $4,8 \cdot 10^{-3}$ c) $5,0 \cdot 10^{-3}$
 d) $5,2 \cdot 10^{-3}$ e) $8,3 \cdot 10^{-2}$

Observação: Para o cálculo das quantidades no equilíbrio, utilize a tabela:

	$1N_2O_4(g)$	\rightleftharpoons	$2NO_2(g)$
início	0,75 mol/L		
reage e forma			
equilíbrio			0,060 mol/L

RESOLUÇÃO:

Concentração inicial do N_2O_4 :

$$[N_2O_4]_i = \frac{n}{V} = \frac{1,50 \text{ mol}}{2L} = 0,75 \text{ mol/L}$$

Reage: 1 mol de N_2O_4 ——— 2 mol de NO_2
 x 0,060 mol/L
 x = 0,030 mol/L

Resta: $0,75 \text{ mol/L} - 0,030 \text{ mol/L} = 0,72 \text{ mol/L}$

	$1N_2O_4(g)$	\rightleftharpoons	$2NO_2(g)$
início	0,75 mol/L		0
reage e forma	\ominus 0,030 mol/L		\oplus 0,060 mol/L
equilíbrio	0,72 mol/L		0,060 mol/L

Constante de equilíbrio:

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]^1} = \frac{(0,060 \text{ mol/L})^2}{(0,72 \text{ mol/L})^1} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Resposta: C

2 (UNIP-SP – MODELO ENEM) – Uma mistura, contendo inicialmente 0,070 mol/L de $HC(g)$ e 0,035 mol/L de $O_2(g)$, reage atingindo o equilíbrio a $480^\circ C$, de acordo com a equação:



No equilíbrio, a concentração de $Cl_2(g)$ é 0,030 mol/L. A constante de equilíbrio em termos de concentração (K_C) é igual a:

- a) 0,20 b) 41,0 c) 378,0 d) 889,0 e) 4050,0

Dado: $K_C = \frac{[Cl_2]^2 \cdot [H_2O]^2}{[HC]^4 \cdot [O_2]^1}$

RESOLUÇÃO:

	$4HC(g)$	$+ O_2(g)$	\rightleftharpoons	$2Cl_2(g)$	$+ 2H_2O(g)$
início	0,070	0,035		0	0
reage e forma	0,060	0,015		0,030	0,030
equilíbrio	0,010	0,020		0,030	0,030

$$K_C = \frac{[Cl_2]^2 \cdot [H_2O]^2}{[HC]^4 \cdot [O_2]^1}$$

$$K_C = \frac{(0,030)^2 \cdot (0,030)^2}{(0,010)^4 \cdot 0,020}$$

$$K_C = 4050,0$$

Resposta: E

3 (UFPE) – O valor da constante de equilíbrio para a reação 1 butano \rightleftharpoons 1 isobutano é 2,5.

140 mols de butano são injetados num botijão de 20 litros. Quando o equilíbrio for atingido, quantos mols de butano restarão?

RESOLUÇÃO:

	1 butano	\rightleftharpoons	1 isobutano
início	140		0
reage e forma	x		x
equilíbrio	140 - x		x

$$K_C = \frac{[\text{isobutano}]}{[\text{butano}]} = 2,5$$

$$[] = \frac{n}{V} \text{ (mol/L)}$$

$$\frac{x}{20} = 2,5$$

$$\frac{140 - x}{20}$$

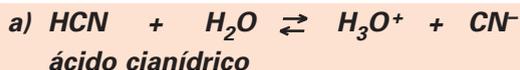
$$x = 100 \text{ mols}$$

Quantidade de matéria de butano que restou = $(140 - x) \text{ mols} = 40 \text{ mols}$

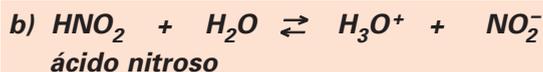
3. Constante de ionização de ácidos e bases

A constante de ionização de um ácido costuma ser representada por K_a , e a de uma base, por K_b .

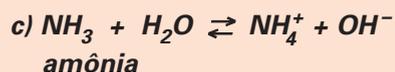
Nos exemplos a seguir, os valores de K_i foram determinados a 25°C.



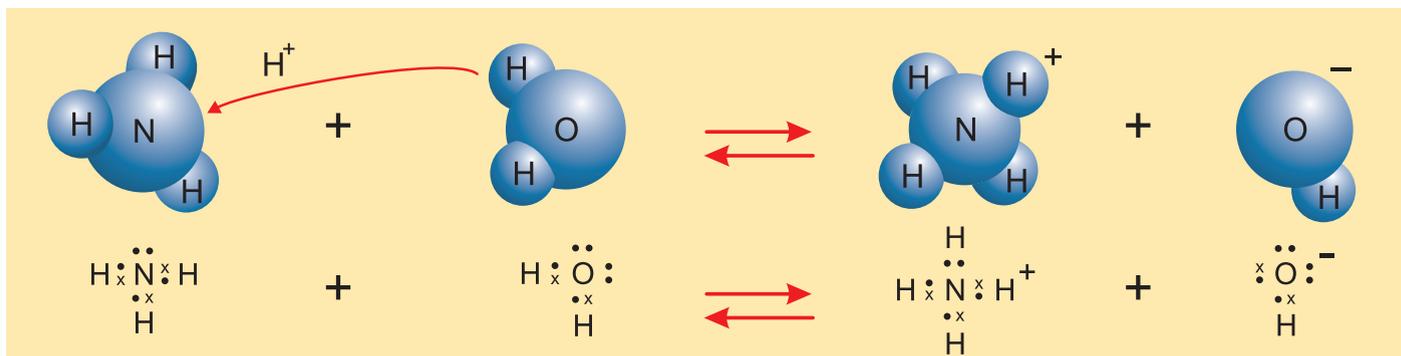
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 4,9 \times 10^{-10}$$



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = 4,5 \times 10^{-4}$$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

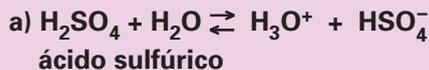


Saiba mais

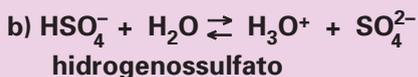
IONIZAÇÃO DE UM POLIÁCIDO

Um ácido, que possui mais de um hidrogênio ionizável, ioniza-se em etapas.

Exemplo: ionização do ácido sulfúrico (H_2SO_4)



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HSO}_4^-]}{[\text{H}_2\text{SO}_4]} \cong 10^3$$



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]} = 1,2 \times 10^{-2}$$

4. Grau de ionização (α)

Colocando 1 mol de HCl em 1 litro de água, verificamos que, para cada 1000 moléculas de HCl dissolvidas, 920 sofrem ionização e 80 permanecem sem se ionizar.

Colocando 1 mol de $\text{H}_3\text{C} - \text{COOH}$ em 1 litro de água, verificamos que, para cada 1000 moléculas de $\text{H}_3\text{C} - \text{COOH}$ dissolvidas, 13 sofrem ionização e 987 permanecem sem se ionizar.

Calculamos o valor numérico do **grau de ionização** (α) pela relação:

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

Assim, para o HCl e o $\text{H}_3\text{C} - \text{COOH}$, o grau de ionização vale:

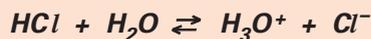
$$\alpha_{\text{HCl}} = \frac{920}{1000} = 0,92 \text{ ou } 92\%$$

$$\alpha_{\text{H}_3\text{C}-\text{COOH}} = \frac{13}{1000} = 0,013 \text{ ou } 1,3\%$$

O grau de ionização e a constante de ionização medem a força de um eletrólito.

Um **eletrólito forte** (ioniza-se bastante) tem valores elevados para o grau de ionização e para a constante de ionização.

Exemplo: HCl

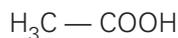


$$\alpha = 92\%$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]} \cong 10^7$$

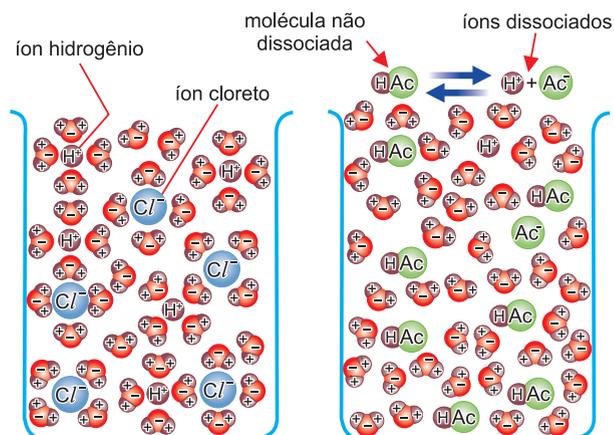
Um **eletrólito fraco** (ioniza-se pouco) apresenta pequenos valores para o grau de ionização e para a constante de ionização.

Exemplo



$$\alpha = 1,3\%$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{H}_3\text{C} - \text{COO}^-]}{[\text{H}_3\text{C} - \text{COOH}]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

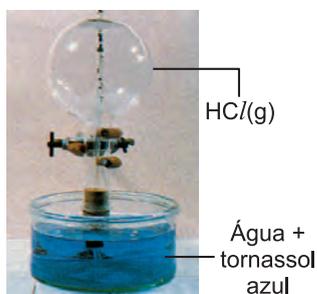


À esquerda, uma solução de HCl (grande quantidade de íons) e, à direita, uma solução de ácido acético, HAc (pequena quantidade de íons).



Solubilidade do HCl(g) em água

O HCl gasoso é muitíssimo solúvel em água. Na aparelhagem abaixo, o HCl(g) e a água não estão inicialmente em contato.



Início da experiência



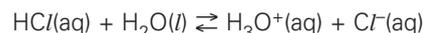
Fim da experiência

Coloca-se o HCl(g) em contato com a água, girando (abrindo) a torneira.

A solução de água contendo tornassol muda de azul para vermelho.

O tornassol em meio neutro ou básico é azul e, em meio ácido, é vermelho.

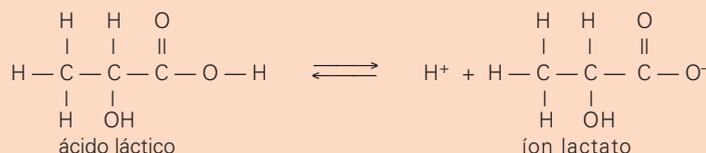
A reação que ocorre é a dissolução do HCl(g), com a sua ionização.



Devido à diminuição da pressão dentro do balão, pois ocorre a dissolução do HCl(g) em água, observa-se um chafariz de água dentro do balão. A água se desloca de baixo para cima, ou seja, da cuba para o balão.

Exercícios Resolvidos

1 (MODELO ENEM) – Durante uma prova de 100 a 200 metros rasos, os músculos do competidor produzem uma grande quantidade de ácido láctico, CH₃CH(OH)COOH, que é transferido para o plasma sanguíneo. O ácido láctico ioniza-se da seguinte maneira:



A constante de ionização do ácido láctico (K_a) é igual a $1,4 \times 10^{-4}$ e a concentração de H^+ no plasma sanguíneo é $[H^+] = 5,6 \times 10^{-8} \text{ mol/L}^{-1}$. No equilíbrio ácido-base do ácido láctico no plasma, a relação $\frac{[CH_3CH(OH)COO^-]}{[CH_3CH(OH)COOH]}$ vale:

- a) $2,5 \cdot 10^1$ b) $2,5 \cdot 10^2$
 c) $2,5 \cdot 10^3$ d) $4,0 \cdot 10^{-4}$
 e) $4,0 \cdot 10^{-3}$

Resolução

A constante de ionização é dada pela expressão:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CH_3CH(OH)COO^-]}{[CH_3CH(OH)COOH]}$$

$$1,4 \cdot 10^{-4} = \frac{5,6 \cdot 10^{-8} \cdot [CH_3CH(OH)COO^-]}{[CH_3CH(OH)COOH]}$$

$$\frac{[CH_3CH(OH)COO^-]}{[CH_3CH(OH)COOH]} = \frac{1,4 \cdot 10^{-4}}{5,6 \cdot 10^{-8}} =$$

$$= 0,25 \cdot 10^4 = 2,5 \cdot 10^3$$

Resposta: C

2 (UNESP – MODELO ENEM) – Considerando o papel do mármore na construção civil, é de suma importância conhecer a resistência desse material a desgastes provenientes de ataques de ácidos de uso doméstico. Em estudos de reatividade química, foram realizados testes sobre a dissolução do mármore (carbonato de cálcio) utilizando ácidos acético e clorídrico. As concentrações e os volumes

utilizados dos ácidos em todos os experimentos foram iguais a 6 mol/L e 15 mL, respectivamente, assim como a massa de mármore foi sempre igual a 1 g, variando-se a temperatura de reação e o estado de agregação do mármore, conforme a tabela a seguir:

Experimento n.º	Ácido	K_a	Estado de agregação do mármore	Temperatura
1	clorídrico	$1,0 \times 10^7$	pó	60°C
2	clorídrico	$1,0 \times 10^7$	pó	10°C
3	clorídrico	$1,0 \times 10^7$	pedaço maciço	10°C
4	acético	$1,8 \times 10^{-5}$	pó	60°C
5	acético	$1,8 \times 10^{-5}$	pó	10°C
6	acético	$1,8 \times 10^{-5}$	pedaço maciço	10°C

Com relação aos experimentos, pode-se afirmar que

- a) os experimentos 5 e 6 apresentam a mesma velocidade de dissolução do mármore porque a superfície de contato de um sólido não afeta a velocidade de uma reação química.
 b) o experimento 1 ocorre mais lentamente que o 2 porque, quanto maior for a temperatura,

menor será a velocidade de uma reação química.

- c) o experimento 1 ocorre mais rapidamente que o 4 porque a concentração de íons H^+ em 1 é maior que no experimento 4.
 d) o experimento 4 ocorre mais lentamente que o 5 porque, quanto maior for a temperatura, menor será a probabilidade de ocorrer colisões efetivas entre os íons dos reagentes.
 e) o experimento 3 ocorre mais lentamente que o 6 porque, quanto maior for a concentração dos reagentes, maior será a velocidade de uma reação química.

Resolução

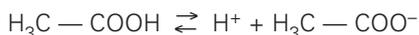
- Alternativa (a) está incorreta, pois o experimento 5 é mais rápido, já que o mármore possui maior superfície de contato.
- Alternativa (b) está incorreta, pois a velocidade do experimento 1, que ocorre em maior temperatura, é maior. Quanto maior a temperatura, mais rápida a reação.
- Alternativa (c) está correta, pois, como o ácido clorídrico é mais forte que o acético (maior valor do K_a), possui maior concentração de H^+ . Quanto maior a concentração de reagente, mais rápida será a reação.
- Alternativa (d) está incorreta, pois o experimento 4 é mais rápido que o 5, já que ocorre em maior temperatura.
- Alternativa (e) está incorreta, pois o experimento 3 é mais rápido que o 6, já que o ácido clorídrico é mais forte que o acético.

Resposta: C

Exercícios Propostos

1 (FUVEST-SP – MODELO ENEM)

Valor numérico da constante de ionização (K_a) do ácido acético = $1,8 \times 10^{-5}$.



Dada amostra de vinagre foi diluída com água, até se obter uma solução de $[H^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.

Nesta solução as concentrações em mol/L de CH_3COO^- e de CH_3COOH são, respectivamente, da ordem de:

- a) 3×10^{-1} e 5×10^{-10} b) 3×10^{-1} e 5×10^{-2}
 c) 1×10^{-3} e 2×10^{-5} d) 1×10^{-3} e 5×10^{-12}
 e) 1×10^{-3} e 5×10^{-2}

$$\text{Dado: } K_a = \frac{[H^+] \cdot [H_3C - COO^-]}{[H_3C - COOH]}$$

RESOLUÇÃO:



$$[H^+] = [CH_3COO^-] = 1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{1 \times 10^{-3} \cdot 1 \times 10^{-3}}{[CH_3COOH]}$$

$$[CH_3COOH] = \frac{1 \times 10^{-6}}{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

$$[CH_3COOH] = 5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Resposta: E

2 A constante de ionização do ácido nitroso é igual a $2,5 \cdot 10^{-4}$. Sabendo que numa solução aquosa desse ácido a concentração de íons nitrito (NO_2^-) vale $5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L, qual a concentração do ácido não ionizado?

- a) $2,0 \cdot 10^{-1}$ mol/L b) $5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L
 c) $1,0 \cdot 10^{-1}$ mol/L d) $4,0 \cdot 10^{-1}$ mol/L
 e) $2,5 \cdot 10^{-2}$ mol/L

RESOLUÇÃO:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

Como a concentração de $[\text{H}^+] = [\text{NO}_2^-]$ (proporção de 1:1), temos:

$$2,5 \cdot 10^{-4} = \frac{5,0 \cdot 10^{-3} \cdot 5,0 \cdot 10^{-3}}{[\text{HNO}_2]}$$

$[\text{HNO}_2] = 1,0 \cdot 10^{-1}$ mol/L
 Resposta: C

3 (UFAL) – Qual dos ácidos da tabela abaixo forma solução aquosa 0,1 mol/L, contendo a menor concentração de íons H^+ ?

	Ácidos	Ionização	Constante de Ionização
a)	ácido fluorídrico	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	$6,5 \cdot 10^{-4}$
b)	ácido nitroso	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$4,5 \cdot 10^{-4}$
c)	ácido fórmico	$\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-4}$
d)	ácido hipocloroso	$\text{HOCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ClO}^-$	$3,1 \cdot 10^{-8}$
e)	ácido cianídrico	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$4,9 \cdot 10^{-10}$

RESOLUÇÃO:

Quanto menor o valor da constante de ionização, mais fraco o ácido e, portanto, menor a concentração de íons H^+ .

Resposta: E

Módulo

26

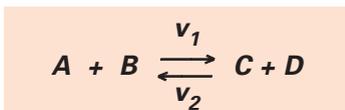
Deslocamento de equilíbrio químico

Palavras-chave:

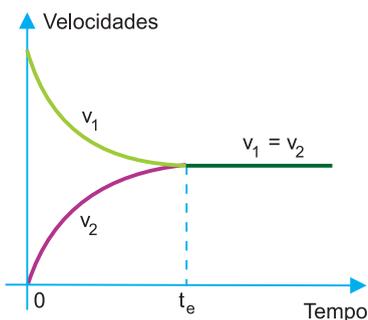
- Concentração • Temperatura
- Pressão • Le Chatelier

1. O que significa deslocar um equilíbrio?

Como sabemos, um equilíbrio químico é mantido pela igualdade de velocidades de reações opostas.



Equilíbrio: $v_1 = v_2$



Deslocar um equilíbrio significa, por meio de um fator externo, alterar a condição de equilíbrio, fazendo com que uma das reações seja favorecida, isto é, significa fazer $v_1 \neq v_2$.

Se v_1 ficar maior que v_2 ,

$$v_1 > v_2$$

isso significa que a reação direta ocorre com mais intensidade. Diremos que o equilíbrio foi deslocado no sentido de formação dos produtos.

Se v_1 ficar menor que v_2 ,

$$v_1 < v_2$$

isso significa que a reação inversa ocorre com mais intensidade. O equilíbrio foi deslocado no sentido de formação dos reagentes.

2. Fatores que deslocam um equilíbrio

São três: temperatura, pressão e concentração.

O comportamento de um sistema químico em equilíbrio, alterado pela ação de uma força externa, está sujeito ao famoso **Princípio de Le Chatelier**, publicado pela primeira vez em 1884.

Quando se aplica uma força externa num sistema em equilíbrio, o sistema tende a se ajustar por si mesmo de modo a reduzir a um mínimo esta alteração.

Quando se aplica uma força externa num sistema em equilíbrio, este tende a reajustar-se no sentido de fugir à ação dessa força.

Tal princípio é conhecido como **Princípio da Fuga Ante a Força**.

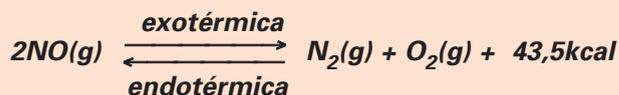
Aplicada a força, o sistema se reajusta no sentido de minimizá-la.

3. Efeito da temperatura

Seja dada a reação:



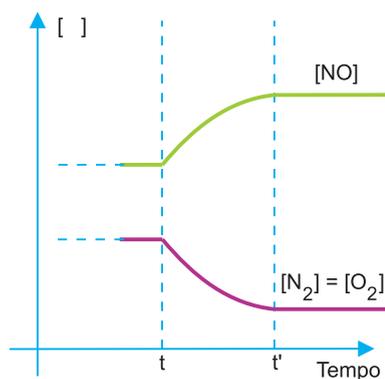
ou sob outra forma:



Observa-se, portanto, que a reação direta é **exotérmica** e a inversa é **endotérmica**. A primeira libera calor e a segunda absorve calor.

Quando aumentamos a temperatura do sistema em equilíbrio, fornecemos calor ao sistema. Favorecemos, pois, a reação que se dá com **absorção de calor**. Se tivéssemos resfriado o sistema (diminuindo a temperatura), aconteceria o inverso. No primeiro caso, dizemos que o sistema se deslocou no sentido de formação dos reagentes (o aumento de temperatura favoreceu a reação que se dá com absorção de calor, favoreceu a endotérmica).

Graficamente, no instante t , a temperatura é aumentada. Um novo equilíbrio é alcançado no instante t' .



Concluindo

Um aumento de temperatura sobre um sistema desloca o equilíbrio no sentido da reação endotérmica.

Evidentemente, quando se diminui a temperatura, ocorre o inverso.

4. Efeito da pressão

Antes de nos referirmos a uma situação de equilíbrio químico, recordemos a Lei de Boyle-Mariotte, dos gases:



À temperatura constante, um aumento de pressão favorece a contração de volume.

Consideremos agora a reação:



Observa-se, portanto, que a reação direta ocorre com contração de volume e a inversa com expansão de volume. Aumentando a pressão sobre o sistema em equilíbrio, favorecemos a reação que ocorre com a contração de volume. Se diminuirmos a pressão, ocorre o inverso. No primeiro caso, dizemos que o equilíbrio se deslocou no sentido de formação dos produtos (o aumento de pressão favoreceu a reação que se dá com contração de volume).

Concluindo

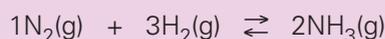
Um aumento de pressão no sistema desloca o equilíbrio no sentido da reação que ocorre com contração de volume.

Evidentemente, quando se diminui a pressão, ocorre o inverso.



Saiba mais

EFEITO DA PRESSÃO



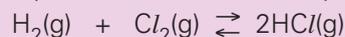
De acordo com a equação dos gases ideais, temos:

$$PV = n \cdot R \cdot T$$

Se aumentarmos a pressão, de acordo com Le Châtelier, o sistema tentará diminuí-la. A pressão diminui se diminuir a quantidade em mols.

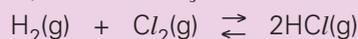
Deslocando "para a direita", a quantidade em mols diminui e, conseqüentemente, a pressão diminui.

Verificar que a pressão não desloca o equilíbrio abaixo.



Resolução

Nessa reação, não há variação de volume.



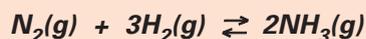
2 volumes

2 volumes

Um aumento de pressão (ou uma diminuição de pressão) não desloca o equilíbrio, isto é, não aumenta a quantidade de reagente nem de produto.

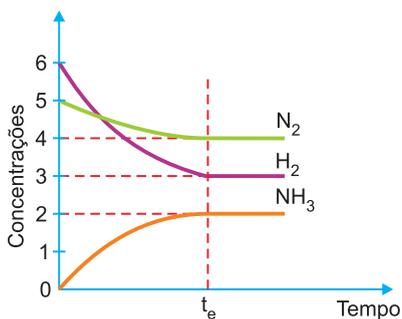
5. Efeito da concentração

Consideremos a reação:



Temos aí duas reações ocorrendo: a direta e a inversa.

Inicialmente, as concentrações dos reagentes diminuem e as dos produtos aumentam. Atingido o equilíbrio, as concentrações ficam constantes.



De acordo com a Lei de Guldberg-Waage (simplificada):

A velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações dos reagentes.

Ora, aumentando a concentração de uma substância, aumentamos a velocidade da reação em que tal substância funciona como reagente.

Na reação dada:

a) aumentamos a concentração de N_2 (adicionamos N_2), aumentamos a velocidade da reação direta, pois o N_2 é um reagente da reação direta.

O equilíbrio desloca-se no sentido de formação dos produtos.

b) aumentamos a concentração de amônia (adicionamos NH_3), aumentamos a velocidade da reação inversa, pois o NH_3 é um reagente da reação inversa.

O equilíbrio desloca-se no sentido de formação dos reagentes.

c) diminuimos a concentração de H_2 (retiramos H_2), diminuimos a velocidade da reação direta, pois o H_2 é um reagente da reação direta. Favorecemos a inversa.

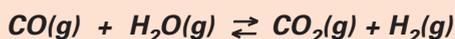
O equilíbrio desloca-se no sentido de formação dos reagentes.

Concluindo

Quando aumentamos a concentração de uma substância num sistema em equilíbrio, deslocamos o equilíbrio para o lado oposto em que se encontra a substância.

Evidentemente, quando se diminui a concentração, ocorre o inverso.

Por exemplo:



Aumentamos a quantidade de $CO \rightarrow$ desloca "para a direita".

Aumentamos a quantidade de $CO_2 \rightarrow$ desloca "para a esquerda".

Diminuimos a quantidade de $H_2O \rightarrow$ desloca "para a esquerda".

Diminuimos a quantidade de $H_2 \rightarrow$ desloca "para a direita".



Saiba mais

Explicar como a variação de concentração desloca o equilíbrio, por meio da constante de equilíbrio.

Resolução

Podemos, no caso da concentração, raciocinar com a constante de equilíbrio.

Dada a reação:



$$K_c = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$$

Aumentando a concentração de A, aumentamos o denominador. Para K continuar constante, o numerador também deve aumentar, isto é, $[C] \cdot [D]$ aumenta. Para que isso aconteça, o equilíbrio desloca-se "para a direita".

6. Efeito dos catalisadores

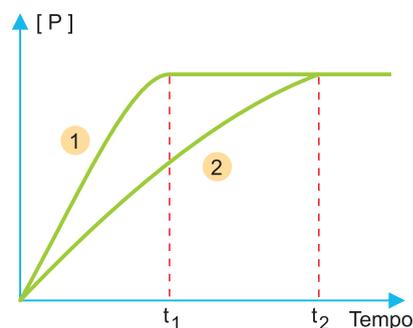
Quando se introduz um catalisador num sistema em equilíbrio, esse aumenta a velocidade das duas reações em equilíbrio (direta e inversa).

Portanto, a adição de um catalisador no início de uma reação altera o tempo com que o equilíbrio é alcançado, mas não influi na composição final do equilíbrio (não altera a concentração das substâncias participantes).



Experiência ①: com catalisador

Experiência ②: sem catalisador



Concluindo

O catalisador não desloca equilíbrios.

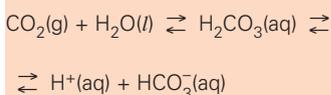
O catalisador altera o tempo em que o equilíbrio é atingido.

O catalisador faz com que o equilíbrio seja atingido mais rapidamente.



Exercícios Resolvidos

1 (MODELO ENEM) – Antes das provas de 100 e 200 metros rasos, quando da Olimpíada de Pequim, viram-se, como prática comum, os competidores a respirar rápida e profundamente (hiperventilação) por cerca de meio minuto. Essa prática leva a uma remoção mais efetiva do gás carbônico dos pulmões imediatamente antes da corrida e ajuda a aliviar as tensões da prova. Fisiologicamente, isso faz o valor da concentração de H^+ sanguínea se alterar.

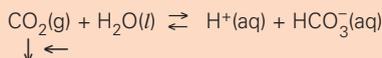


A hiperventilação provoca

- o deslocamento do equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de H^+ .
- o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, diminuindo a concentração de H^+ .
- o deslocamento do equilíbrio para a direita, diminuindo a concentração de H^+ .
- o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, aumentando a concentração de H^+ .
- o deslocamento do equilíbrio para a direita, aumentando as concentrações de H^+ e HCO_3^- .

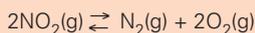
Resolução

A hiperventilação faz diminuir a quantidade de $CO_2(g)$ presente nos pulmões. De acordo com o Princípio de Le Chatelier, o equilíbrio se desloca para a esquerda, fazendo diminuir a concentração de H^+ .



Resposta: B

2 (MACKENZIE-SP – MODELO ENEM) – O dióxido de nitrogênio (NO_2) é um gás de cor acastanhada, de odor forte e irritante e muito tóxico. É um poderoso oxidante que, nas reações da atmosfera, pode dar origem a ácido nítrico, bem como a nitratos orgânicos que contribuem para fenômenos com elevado impacto ambiental, como as chuvas ácidas e a eutrofização de lagos e rios. Ele pode ser formado nas reações de combustão dos motores a explosão, na queima de querosene ou a partir da reação do monóxido de nitrogênio (NO) com oxigênio (O_2). O NO_2 pode ser decomposto a gás nitrogênio e a gás oxigênio de acordo com a reação elementar:

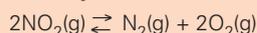


A respeito desse equilíbrio, pode-se afirmar que

- o aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido da maior produção de gás oxigênio.
- a adição de catalisador desloca o equilíbrio no sentido da reação direta.
- a expressão da velocidade cinética da reação direta é $v = k.[NO_2]$.
- por ser um equilíbrio heterogêneo, o aumento da concentração de gás nitrogênio desloca o equilíbrio da reação no sentido de maior formação de NO_2 .
- a expressão do K_p para esse equilíbrio é

$$K_p = \frac{p_{N_2} \cdot (p_{O_2})^2}{(p_{NO_2})^2}$$

Resolução



A expressão de K_p para esse equilíbrio é:

$$K_p = \frac{p_{N_2} \cdot (p_{O_2})^2}{(p_{NO_2})^2}$$

O aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido da formação de $NO_2(g)$.

A adição de catalisador não desloca o equilíbrio. A expressão da velocidade cinética da reação direta é: $v = k [NO_2]^2$

O equilíbrio fornecido é homogêneo.

Resposta: E

Exercícios Propostos

1 (FUVEST-SP – MODELO ENEM) – Algumas argilas do solo têm a capacidade de trocar cátions da sua estrutura por cátions de soluções aquosas do solo. A troca iônica pode ser representada pelo equilíbrio:



em que R representa parte de uma argila.

Se o solo for regado com uma solução aquosa de um adubo contendo NH_4NO_3 , o que ocorre com o equilíbrio acima?

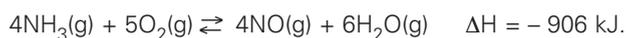
- Desloca-se para o lado do $Na^+(aq)$.
- Desloca-se para o lado do $NH_4^+(aq)$.
- O valor de sua constante aumenta.
- O valor de sua constante diminui.
- Permanece inalterado.

RESOLUÇÃO:

Regando o solo com solução aquosa de NH_4NO_3 , aumentaremos a quantidade de íons NH_4^+ do equilíbrio citado, deslocando-o "para a direita", para o lado do $Na^+(aq)$. A constante de equilíbrio só depende da temperatura.

Resposta: A

2 (UNIP-SP) – Na fabricação do ácido nítrico, uma das etapas é a oxidação da amônia:



Para aumentar o rendimento em monóxido de nitrogênio, pode-se usar

- um catalisador.
- alta temperatura e elevada pressão.
- alta temperatura e baixa pressão.
- baixa temperatura e alta pressão.
- baixa temperatura e baixa pressão.

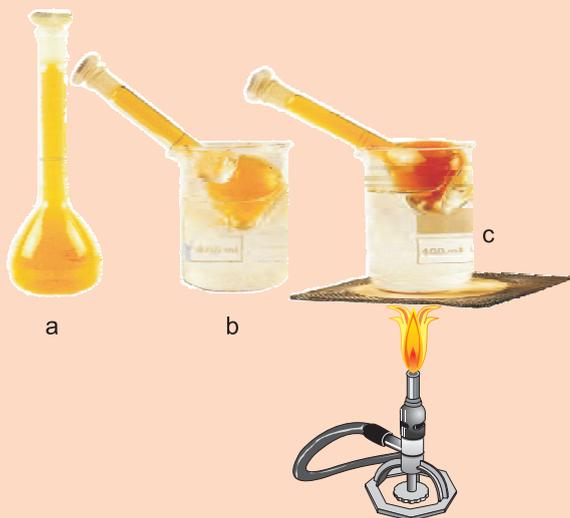
RESOLUÇÃO:

Abaixando a temperatura, o equilíbrio desloca-se no sentido da reação exotérmica ("da esquerda para a direita").

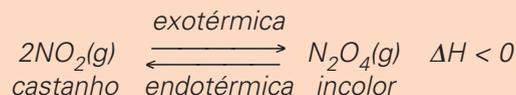
Abaixando a pressão, ocorre deslocamento do equilíbrio no sentido de aumentar o volume ("da esquerda para a direita").



Resposta: E



A transformação de NO_2 (cor castanha) em N_2O_4 (incolor) depende da temperatura:



A 25°C a constante de equilíbrio vale:

$$K_C = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = 220$$

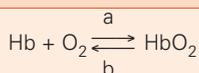
No equilíbrio a 25°C , a concentração de N_2O_4 é bem maior e a cor da mistura é um castanho bem claro (figura a).

Aumentando a temperatura (figuras b e c), a cor castanha se torna mais intensa, pois o equilíbrio se desloca no sentido da reação endotérmica ("para a esquerda"), aumentando a concentração de NO_2 , de cor castanha.

Exercícios Resolvidos

1 (UnB-DF – ADAPTADO – MODELO ENEM) –

No processo de respiração, uma das principais funções da hemoglobina (Hb) do sangue é o transporte de oxigênio dos pulmões às células do organismo dos vertebrados. O transporte é feito por meio da interação da hemoglobina com o oxigênio do ar inspirado, que forma o complexo denominado **oxiemoglobina**. Ao chegar às células do organismo, o oxigênio é liberado e o sangue arterial transforma-se em venoso, deixando a hemoglobina novamente livre para ser reutilizada no transporte do oxigênio, conforme representado na equação a seguir.



Com base nas informações do texto acima e em conceitos correlatos, assinale a afirmação correta.

- a) A equação representa um processo em que as reações nos sentidos **a** e **b**, no equilíbrio, ocorrem em diferentes momentos.
- b) O valor da constante de equilíbrio, para a reação representada, depende da quantidade de oxigênio inspirado.
- c) No estado de equilíbrio, as velocidades, nos sentidos **a** e **b** da reação, são iguais.
- d) Estando o indivíduo em um recinto com baixíssima concentração de oxigênio, haverá

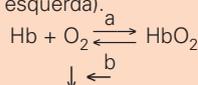
um aumento do volume de sangue arterial e uma redução do volume de sangue venoso.

e) No equilíbrio químico, as concentrações de todas as espécies químicas se igualam.

Resolução

Comentando as alternativas:

- a) **Incorreta.** No equilíbrio, as reações ocorrem simultaneamente.
- b) **Incorreta.** Para uma determinada reação, a constante de equilíbrio (K_C) só depende da temperatura.
- c) **Correta.** No equilíbrio, a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa.
- d) **Incorreta.** Diminuindo a concentração de O_2 , de acordo com o Princípio de Le Chatelier, o equilíbrio é deslocado de sentido de produzir O_2 (para a esquerda).



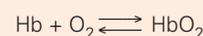
O sangue arterial (rico em HbO_2) tem o seu volume reduzido, enquanto o volume de sangue venoso (rico em Hb) aumenta.

- e) **Incorreta.** No equilíbrio, as concentrações de todas as espécies são constantes e não iguais.

Resposta: C

2 (UNIP-SP – MODELO ENEM) – Escalar uma montanha ou viajar à cidade de La Paz (3630 metros de altitude) pode produzir hipóxia (deficiência de oxigênio nos tecidos, cujos sintomas são enjoos, vômitos e cansaço).

A essas altitudes, a concentração de O_2 no ar atmosférico é menor, e isso faz que baixe a sua concentração no sangue. O equilíbrio hemoglobina-oxigênio se altera devido a essa diminuição.



Hb: hemoglobina; HbO_2 : hemoglobina oxigenada

Assinale a proposição **falsa**:

- a) A constante do equilíbrio é dada pela reação:

$$K_C = \frac{[\text{HbO}_2]}{[\text{Hb}] \cdot [\text{O}_2]}$$

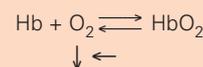
- b) Uma diminuição de $[\text{O}_2]$ implica uma menor concentração de hemoglobina oxigenada.
- c) Para suprir a deficiência de HbO_2 , o corpo aumenta a produção de hemoglobina, Hb, e a hipóxia desaparece depois de alguns dias.
- d) Os habitantes das cidades altas têm mais hemoglobina que os que vivem no nível do mar.
- e) A constante de equilíbrio, K_C , tem valor diferente quando se altera a concentração de O_2 no ar atmosférico, à mesma temperatura.

Resolução

Comentando as alternativas:

- a) **Verdadeira.**

- b) **Verdadeira.**



De acordo com o Princípio de Le Chatelier, uma diminuição da concentração de O_2 provoca o deslocamento do equilíbrio para a esquerda. A concentração de HbO_2 diminui.

c) **Verdadeira.** O aumento da concentração de Hb provoca o deslocamento do equilíbrio para

a direita. A concentração de HbO_2 aumenta e a deficiência de O_2 nos tecidos diminui.

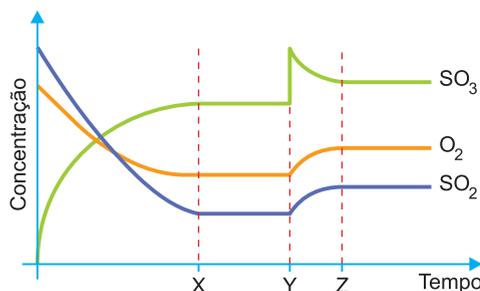
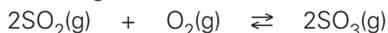
d) **Verdadeira.** Como a concentração de O_2 é menor, um aumento da concentração de Hb desloca o equilíbrio para direita fazendo crescer a concentração de HbO_2 .

e) **Falsa.** Para uma determinada reação, a constante de equilíbrio só depende da temperatura.

Resposta: E

Exercícios Propostos

1 (UFOP-MG) – O gráfico abaixo refere-se ao equilíbrio



Qual das seguintes opções é uma descrição correta do fenômeno que o gráfico representa?

- Um recipiente foi carregado com SO_3 e O_2 e a mistura foi deixada para entrar em equilíbrio.
- Um recipiente foi carregado com SO_2 , O_2 e SO_3 e a mistura foi deixada para entrar em equilíbrio.
- Um recipiente foi carregado com SO_2 e O_2 e o equilíbrio foi estabelecido no ponto X. No ponto Y, foi adicionado um pouco de SO_3 ; o equilíbrio foi deslocado para compensar essa adição e o equilíbrio foi restabelecido no ponto Z.
- Um recipiente foi carregado com SO_2 e O_2 e o equilíbrio foi estabelecido no ponto X. No ponto Y, um pouco de SO_3 foi removido; o equilíbrio foi deslocado para compensar essa perda e o equilíbrio foi restabelecido no ponto Z.
- Um recipiente foi carregado com SO_2 e O_2 e o equilíbrio foi estabelecido no ponto X. No ponto Y, o volume do recipiente foi diminuído; o equilíbrio foi deslocado para compensar essa mudança e o equilíbrio foi restabelecido no ponto Z.

RESOLUÇÃO:

O recipiente foi carregado com SO_2 e O_2 .

No ponto X, foi atingido o primeiro equilíbrio.

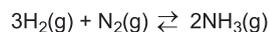
No ponto Y, foi adicionado um pouco de SO_3 .

No ponto Z, foi atingido o segundo equilíbrio.

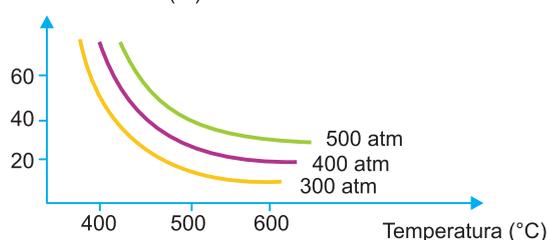
Resposta: C

2 (MODELO ENEM) – O rendimento de uma reação pode ser definido como a porcentagem do produto na mistura gasosa em equilíbrio.

No gráfico abaixo, temos o rendimento em amônia (NH_3) em função da pressão e da temperatura.



Rendimento (%)



Conclui-se corretamente que

- a reação de síntese da amônia é endotérmica.
- a porcentagem de NH_3 diminui com o aumento da pressão aplicada sobre a mistura gasosa.
- a velocidade da reação direta diminui com o aumento da temperatura.
- a constante de equilíbrio em termos de concentração (K_c) aumenta com o aumento da pressão.
- a constante de equilíbrio (K_c) diminui com o aumento da temperatura.

RESOLUÇÃO:

a) **Aumentando-se a temperatura, o rendimento em amônia diminui (o equilíbrio foi deslocado para a esquerda → reação endotérmica). Conclui-se que a síntese da amônia é exotérmica.**

b) **Aumentando-se a pressão, o rendimento em amônia aumenta.**

c) **Aumentando-se a temperatura, aumenta a velocidade tanto da reação direta como da reação inversa.**

d) **A constante de equilíbrio não se altera com o aumento da pressão.**

e) **Aumentando-se a temperatura, o equilíbrio é deslocado para a esquerda, diminuindo a concentração de produtos e aumentando a concentração de reagentes no equilíbrio. Portanto, a constante de equilíbrio**

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]} \text{ irá diminuir.}$$

Resposta: E

A 25°C, em cada litro de água, apenas $1,0 \cdot 10^{-7}$ mol sofre ionização, dando $1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L de H_3O^+ e $1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L de OH^- . Então:

$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$		
$1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L dissocia-se	$1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L forma-se	$1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L forma-se

Portanto, o produto iônico da água nessa temperatura valerá:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \therefore K_w = 1,0 \cdot 10^{-7} \cdot 1,0 \cdot 10^{-7}$$

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14}$$

Lembre-se sempre de que a **mudança da temperatura faz variar o valor numérico do K_w** .

K_w e temperatura

Um aumento de temperatura favorece a reação de ionização, isto é, mais moléculas dissociam-se, formando maior quantidade de íons. Portanto, o produto das concentrações desses íons (K_w) aumenta.

Temperatura	K_w
0°C	$0,12 \times 10^{-14}$
15°C	$0,46 \times 10^{-14}$
25°C	$1,0 \times 10^{-14}$
50°C	$5,5 \times 10^{-14}$
100°C	51×10^{-14}

Nota

Para facilitar o estudo, a ionização da água costuma ser representada de maneira simplificada:



A expressão do K_w fica:

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

2. Soluções ácidas, básicas e neutras

Água pura e solução neutra

A ionização de uma molécula de água produz um íon hidrônio e um íon hidróxido. Portanto, na **água pura**, a concentração hidrogeniônica é igual à concentração hidroxiliônica.

$$[H^+] = [OH^-]$$

$$\text{A } 25^\circ\text{C}, K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H^+] \cdot [H^+] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H^+]^2 = 1 \times 10^{-14} \therefore [H^+] = \sqrt{1 \times 10^{-14}}$$

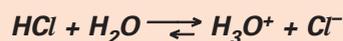
$$[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

“Um meio é neutro quando $[H^+] = [OH^-]$ ”

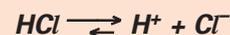
Solução ácida

Quando se dissolve um ácido na água, há um aumento da concentração hidrogeniônica.

Exemplo



ou, simplificada,mente,



Como o produto $[H^+] \cdot [OH^-]$ é constante, se $[H^+]$ aumenta, conseqüentemente, $[OH^-]$ diminui.

“Um meio é ácido quando $[H^+] > [OH^-]$ ”

Solução ácida
 $[H^+] > [OH^-]$



A 25°C, teremos em um meio ácido:

$$[H^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

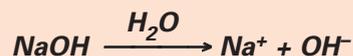
$$[OH^-] < 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Assim, por exemplo, um meio em que, a 25°C, $[H^+] = 1 \cdot 10^{-4}$ mol/L e $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-10}$ mol/L terá caráter ácido.

Solução básica ou alcalina

Quando se dissolve uma base na água, há um aumento da concentração hidroxiliônica.

Exemplo



Como o produto $[H^+] \cdot [OH^-]$ é constante, se $[OH^-]$ aumenta, conseqüentemente, $[H^+]$ diminui.

“Um meio é básico ou alcalino quando $[OH^-] > [H^+]$ ”

Solução básica
 $[H^+] < [OH^-]$



A 25°C, teremos em um meio básico:

$$[OH^-] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[H^+] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Assim, por exemplo, um meio no qual, a 25°C, $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ e $[H^+] = 1 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$ terá caráter básico.

Resumindo, temos a 25°C:

soluções neutras	$[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$
soluções ácidas	$[H_3O^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ $[OH^-] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$
soluções básicas	$[H_3O^+] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ $[OH^-] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$

Lembrando que a 25°C:

$$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

3. pH e pOH

Para facilitar a indicação da acidez de um meio, Sørensen definiu o **potencial hidrogeniônico**, abreviadamente pH, como sendo o cologaritmo da concentração hidrogeniônica em mol/L, ou o logaritmo negativo da concentração de H^+ ou, ainda, o logaritmo do inverso da concentração de H^+ .

$$pH = \text{colog } [H^+] = -\log [H^+] = \log \frac{1}{[H^+]}$$

De forma análoga, define-se **potencial hidroxiliônico**, abreviadamente pOH, como sendo:

$$pOH = \text{colog } [OH^-] = -\log [OH^-] = \log \frac{1}{[OH^-]}$$

Resumindo, temos a 25°C:

MEIO ÁCIDO (pH < 7)								MEIO NEUTRO	MEIO BÁSICO (pH > 7)							
pH	0	1	2	3	4	5	6	pH = 7 pOH = 7	pH	8	9	10	11	12	13	14
pOH	14	13	12	11	10	9	8		pOH	6	5	4	3	2	1	0
AUMENTO DA ACIDEZ DO MEIO ←								25°C	AUMENTO DA ALCALINIDADE DO MEIO →							

4. Água pura e soluções neutras

A 25°C: $K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$

Em um meio neutro, temos a 25°C:

$$[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log [H^+] = -\log 1 \times 10^{-7} = 7$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 1 \times 10^{-7} = 7$$

A 25°C, como o produto $[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$, resulta:

$$pH + pOH = 14$$

5. Soluções ácidas

A 25°C: $[H^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

$$-\log [H^+] < 7$$

$$pH < 7 \text{ e } pOH > 7$$

Exemplo

Em uma solução, verificou-se que

$$[H^+] = 1 \times 10^{-2} \text{ mol/L e } [OH^-] = 1 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

O pH e o pOH valem:

$$pH = -\log 1 \times 10^{-2} = 2$$

$$pOH = -\log 1 \times 10^{-12} = 12$$

6. Soluções básicas ou alcalinas

A 25°C:

$$[H^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$-\log [H^+] > 7$$

$$pH > 7 \text{ e } pOH < 7$$

Exemplo

Em uma solução, temos:

$$[H^+] = 1 \times 10^{-10} \text{ mol/L e } [OH^-] = 1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

O pH e o pOH valem:

$$pH = -\log 1 \times 10^{-10} = 10$$

$$pOH = -\log 1 \times 10^{-4} = 4$$



Na foto, um aparelho para medir o pH das soluções. Na tabela, alguns materiais de uso comum e seus respectivos pH, a 25°C.

Material	pH
1,0 mol/L HCl	0,0
0,5 mol/L H ₂ SO ₄	0,3
0,1 mol/L HCl	1,0
0,05 mol/L H ₂ SO ₄	1,0
Suco gástrico	2,0
0,005 mol/L H ₂ SO ₄	2,1
Limão	2,3
Vinagre	2,8
0,1 mol/L HC ₂ H ₃ O ₂	2,9
Refrigerante	3,0
Maçã	3,1
Laranja	3,5
Tomate	4,2
Banana	4,6

Material	pH
Pão	5,5
Batata	5,8
Água de chuva	6,2
Leite	6,5
Água pura	7,0
Sangue	7,4
Ovos	7,8
0,1 mol/L NaHCO ₃	8,4
Água do mar	8,5
Sabonete	10,0
Leite de magnésia	10,5
0,1 mol/L NH ₃	11,1
0,1 mol/L Na ₂ CO ₃	11,6
0,1 mol/L NaOH	13,0
1,0 mol/L NaOH	14,0



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM2M205**



Exercícios Resolvidos

1 (EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – Um dos problemas ambientais decorrentes da industrialização é a poluição atmosférica. Chaminés altas lançam ao ar, entre outros materiais, o dióxido de enxofre (SO₂) que pode ser transportado por muitos quilômetros em poucos dias. Dessa forma, podem ocorrer precipitações ácidas em regiões distantes, causando vários danos ao meio ambiente (chuva ácida).

Com relação aos efeitos sobre o ecossistema, pode-se afirmar que:

- as chuvas ácidas poderiam causar a diminuição do pH da água de um lago, o que acarretaria a morte de algumas espécies, rompendo a cadeia alimentar.
- as chuvas ácidas poderiam provocar acidificação do solo, o que prejudicaria o crescimento de certos vegetais.
- as chuvas ácidas causam danos se apresentarem valor de pH maior que o da água destilada.

Dessas afirmativas está(ão) correta(s):

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

Resolução

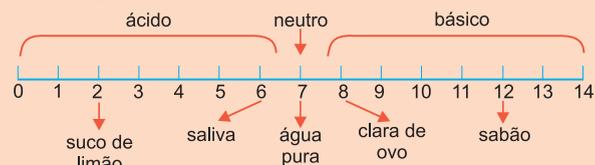
I. **Correta.** As chuvas ácidas causam diminuição do pH (aumento da acidez) da água de um lago, o que acarreta a morte de algumas

espécies, rompendo a cadeia alimentar.

- Correta.** As chuvas ácidas aumentam a acidez do solo, o que prejudica o crescimento de certos vegetais.
- Incorreta.** As chuvas ácidas apresentam valor de pH menor que o da água destilada, que tem pH = 7.

Resposta: C

2 (EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – O pH informa a acidez ou a basicidade de uma solução. A escala a seguir apresenta a natureza e o pH de algumas soluções e da água pura, a 25°C.



Uma solução desconhecida estava sendo testada no laboratório por um grupo de alunos. Esses alunos decidiram que deveriam medir o pH dessa solução como um dos parâmetros escolhidos na identificação da solução. Os resultados obtidos estão na tabela a seguir.

Aluno	Valor de pH
Carlos	4,5
Gustavo	5,5
Simone	5,0
Valéria	6,0
Paulo	4,5
Wagner	5,0
Renata	5,0
Rodrigo	5,5
Augusta	5,0
Eliane	5,5

Da solução testada pelos alunos, o professor retirou 100mL e adicionou água, até completar 200mL de solução diluída. O próximo grupo de alunos a medir o pH deverá encontrar

- valores inferiores a 1,0.
- os mesmos valores.
- valores entre 5 e 7.
- valores entre 5 e 3.
- sempre o valor 7.

Resolução

O valor do pH determinado pelo primeiro grupo de alunos está por volta de 5. É uma solução ácida, pois o pH é menor que 7.

Quanto maior a concentração de íons H^+ , maior a acidez e, portanto, menor o pH. Diluindo a solução, diminui a concentração de íons H^+ , diminui a acidez e, portanto, aumenta o pH, isto é, fica maior que 5.

O pH continua menor que 7, pois a solução é ácida.

Portanto, o próximo grupo de alunos deverá encontrar para o pH valores entre 5 e 7.

Resposta: C

3 (EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) –

Suponha que um agricultor esteja interessado em fazer uma plantação de girassóis. Procurando informação, leu a seguinte reportagem:

Solo ácido não favorece plantio

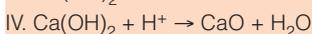
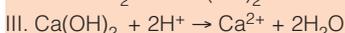
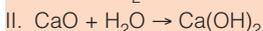
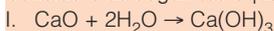
Alguns cuidados devem ser tomados por quem decide iniciar o cultivo do girassol. A oleaginosa deve ser plantada em solos descompactados, com pH acima de 5,2 (que indica menor acidez da terra). Conforme as recomendações da Embrapa, o agricultor deve colocar, por hectare, 40 kg a 60 kg de nitrogênio, 40 kg a 80 kg de potássio e 40 kg a 80 kg de fósforo.

O pH do solo, na região do agricultor, é de 4,8. Dessa forma, o agricultor deverá fazer a "calagem".

(Folha de S. Paulo)

Suponha que o agricultor vá fazer calagem (aumento do pH do solo por adição de cal virgem – CaO). De maneira simplificada, a diminuição da acidez se dá pela interação da cal (CaO) com a água presente no solo, gerando hidróxido de cálcio ($Ca(OH)_2$), que reage com os íons H^+ (dos ácidos), ocorrendo, então, a formação de água e deixando íons Ca^{2+} no solo.

Considere as seguintes equações:

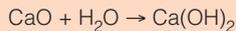


O processo de calagem descrito acima pode ser representado pelas equações:

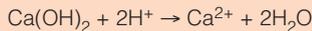
- I e II
- I e IV
- II e III
- II e IV
- III e IV

Resolução

A interação de cal virgem, CaO , com a água presente no solo pode ser descrita pela equação II:



A diminuição da acidez (aumento do pH) pela reação do hidróxido de cálcio com os íons H^+ presentes no solo é descrita na equação III:



Resposta: C

4 (EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) –

As informações abaixo foram extraídas do rótulo da água mineral de determinada fonte.

ÁGUA MINERAL NATURAL

Composição química provável em mg/L

Sulfato de estrôncio	0,04
Sulfato de cálcio	2,29
Sulfato de potássio	2,16
Sulfato de sódio	65,71
Carbonato de sódio	143,68
Bicarbonato de sódio	42,20
Cloreto de sódio	4,07
Fluoreto de sódio	1,24
Vanádio	0,07

Características físico-químicas

pH a 25°C	10,00
Temperatura da água na fonte	24°C
Condutividade elétrica	$4,40 \cdot 10^{-2} \Omega^{-1} m^{-1}$
Resíduo de evaporação a 180°C	288,00 mg/L

Classificação:

"ALCALINO-BICARBONATADA, FLUORETADA, VANÁDICA"

Indicadores **ácido-base** são substâncias que em solução aquosa apresentam cores diferentes conforme o pH da solução.

O quadro abaixo fornece as cores que alguns indicadores apresentam à temperatura de 25°C

Indicador	Cores conforme o pH
Azul de bromotimol	amarelo em $pH \leq 6,0$; azul em $pH \geq 7,6$
Vermelho de metila	vermelho em $pH \leq 4,8$; amarelo em $pH \geq 6,0$
Fenolftaleína	incolor em $pH \leq 8,2$; vermelho em $pH \geq 10,0$
Alaranjado de metila	vermelho em $pH \leq 3,2$; amarelo em $pH \geq 4,4$

Suponha que uma pessoa inescrupulosa tenha guardado garrafas vazias dessa água mineral, enchendo-as com água de torneira (pH entre 6,5 e 7,5), para serem vendidas como água mineral. Tal fraude pode ser facilmente comprovada pingando-se na "água mineral fraudada", à temperatura de 25°C, gotas de

- azul de bromotimol ou fenolftaleína.
- alaranjado de metila ou fenolftaleína.
- alaranjado de metila ou azul de bromotimol.
- vermelho de metila ou azul de bromotimol.
- vermelho de metila ou alaranjado de metila.

Resolução

A água mineral natural apresenta $pH = 10,00$, portanto possui caráter alcalino (básico). Adicionando-se os indicadores à água mineral natural, ela apresentará as seguintes colorações:

I) azul de bromotimol \rightarrow **azul**

II) vermelho de metila \rightarrow **amarelo**

III) fenolftaleína \rightarrow **vermelho**

IV) alaranjado de metila \rightarrow **amarelo**

A água de torneira apresenta pH entre 6,5 e 7,5; adicionando-se os mesmos indicadores, teremos as seguintes colorações:

I) azul de bromotimol \rightarrow **verde** (coloração intermediária)

II) vermelho de metila \rightarrow **amarelo**

III) fenolftaleína \rightarrow **incolor**

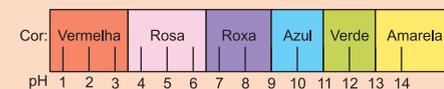
IV) alaranjado de metila \rightarrow **amarelo**

Notamos diferença de cor nos indicadores azul de bromotimol e fenolftaleína.

Resposta: A

5 (EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) –

O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH entre 0 e 7) ou básico (pH entre 7 e 14) de diferentes soluções. Misturando-se um pouco de suco de repolho e da solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala abaixo.



Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados:

	Material	Cor
I	Amoníaco	Verde
II	Leite de magnésia	Azul
III	Vinagre	Vermelha
IV	Leite de vaca	Rosa

De acordo com esses resultados, as soluções I, II, III e IV têm, respectivamente, caráter:

- ácido/básico/básico/ácido.
- ácido/básico/ácido/básico.
- básico/ácido/básico/ácido.
- ácido/ácido/básico/básico.
- básico/básico/ácido/ácido.

Resolução

Pela análise das cores obtidas ao utilizar suco de repolho roxo como indicador, temos:

- Amoníaco** apresentou cor verde, solução de $pH > 7$ e caráter básico.
- Leite de magnésia** apresentou cor azul, solução de $pH > 7$ e caráter básico.
- Vinagre** apresentou cor vermelha, solução de $pH < 7$ e caráter ácido.
- Leite de vaca** apresentou cor rosa, solução de $pH < 7$ e caráter ácido.

Resposta: E

6 (EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) –

Utilizando o indicador citado na questão 5 (suco de repolho roxo) em sucos de abacaxi e de limão, pode-se esperar como resultado as cores:

- rosa ou amarela.
- vermelha ou roxa.
- verde ou vermelha.
- rosa ou vermelha.
- roxa ou azul.

Resolução

Utilizando o suco de repolho roxo como indicador em sucos de abacaxi e limão, que são soluções ácidas (contêm ácido cítrico), pode-se esperar como resultado as cores **vermelha** ou **rosa**.

Resposta: D

7 (EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) –

Numa rodovia pavimentada, ocorreu o tombamento de um caminhão que transportava ácido sulfúrico concentrado. Parte da sua carga fluiu para um curso d'água não poluído, que deve ter sofrido, como consequência,

- I. mortalidade de peixes acima da normal no local do derrame de ácido e em suas proximidades.
- II. variação do pH em função da distância e da direção da corrente de água.
- III. danos permanentes na qualidade de suas águas.
- IV. aumento momentâneo da temperatura da água no local do derrame.

É correto afirmar que, dessas consequências, apenas podem ocorrer

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

Resolução

Ácido sulfúrico concentrado fluiu para um curso d'água não poluído, causando:

- I. mortalidade dos peixes no local do derrame e suas proximidades, pois é um ácido forte que diminui o pH da água.
- II. variação do pH, pois o ácido concentrado fluiu e sofreu diluição ao longo do curso d'água (quanto mais diluída uma solução ácida, maior o pH). Portanto, quanto maior a distância do local do derrame, maior o pH.
- III. danos não permanentes, pois é água corrente, e esse ácido será diluído com o passar do tempo.
- IV. aumento momentâneo da temperatura da água no local, pois a dissolução de ácido sulfúrico em água é um processo exotérmico.

Resposta: D**8 (EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO)** –

A chuva em locais não poluídos é levemente ácida. Em locais onde os níveis de poluição são altos, os valores do pH da chuva podem ficar abaixo de 5,5, recebendo, então, a denominação de "chuva ácida". Este tipo de chuva causa prejuízos nas mais diversas áreas: construção civil, agricultura, monumentos históricos, entre outras.

A acidez da chuva está relacionada ao pH da seguinte forma: concentração de íons hidrogênio = $10^{-\text{pH}}$, sendo que o pH pode assumir valores entre 0 e 14.

Ao realizar o monitoramento do pH da chuva em Campinas (SP) nos meses de março, abril e maio de 2008, um centro de pesquisa coletou 21 amostras, das quais quatro têm seus valores mostrados na tabela:

Mês	Amostra	pH
Março	6 ^a	4
Abril	8 ^a	5
Abril	14 ^a	6
Maior	18 ^a	7

A análise da fórmula e da tabela permite afirmar que:

- I. da 6^a para a 14^a amostra ocorreu um aumento de 50% na acidez.
- II. a 18^a amostra é a menos ácida dentre as expostas.
- III. a 8^a amostra é dez vezes mais ácida que a 14^a.
- IV. as únicas amostras de chuvas denominadas ácidas são a 6^a e a 8^a.

São corretas apenas as afirmativas

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

Resolução

I. **Errada.**

$$6^{\text{a}} \text{ amostra } \text{pH} = 4 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\therefore [\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$14^{\text{a}} \text{ amostra } \text{pH} = 6 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

A acidez (concentração de íons hidrogênio) diminuiu 100 vezes, de 10^{-4} (6^a amostra) para 10^{-6} (14^a amostra).

II. **Correta.**

Quanto maior o valor do pH, menor a concentração de íons hidrogênio e, portanto, menor a acidez.

A 18^a amostra é a menos ácida entre as citadas.

III. **Correta.**

$$8^{\text{a}} \text{ amostra: } \text{pH} = 5 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$14^{\text{a}} \text{ amostra: } \text{pH} = 6 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+]_{8^{\text{a}} \text{ amostra}} = 10 \cdot [\text{H}^+]_{14^{\text{a}} \text{ amostra}}$$

IV. **Correta.**

Como são denominadas chuvas ácidas aquelas cujo pH é menor que 5,5 (de acordo com o texto), temos como amostras de chuvas ácidas a 6^a (pH = 4) e a 8^a (pH = 5).

Resposta: E**9 (EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO)** –

O botulismo, intoxicação alimentar que pode levar à morte, é causado por toxinas produzidas por certas bactérias, cuja reprodução ocorre nas seguintes condições: é inibida por pH inferior a 4,5 (meio ácido), temperaturas próximas a 100°C, concentrações de sal superiores a 10% e presença de nitritos e nitratos como aditivos.

A ocorrência de casos recentes de botulismo em consumidores de palmito em conserva levou a Agência Nacional de Vigilância Sanitária (ANVISA) a implementar normas para a fabricação e comercialização do produto.

No rótulo de uma determinada marca de palmito em conserva, encontram-se as seguintes informações:

- I. Ingredientes: Palmito açai, sal diluído a 12% em água, ácido cítrico;
- II. Produto fabricado conforme as normas da ANVISA;
- III. Ecologicamente correto.

As informações do rótulo que têm relação com as medidas contra o botulismo estão contidas em:

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

Resolução

A conservação do palmito em água, contendo 12% de sal diluído e ácido cítrico, para redução

do pH, está de acordo com as normas de preservação do alimento, segundo a ANVISA.

Resposta: C**10 (EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO)** –

Levando-se em conta os fatores que favorecem a reprodução das bactérias responsáveis pelo botulismo, mencionadas na questão anterior, conclui-se que as toxinas que o causam têm maior chance de ser encontradas

- a) em conservas com concentração de 2g de sal em 100 g de água.
- b) nas linguças fabricadas com nitrito e nitrato de sódio.
- c) nos alimentos, logo após terem sido fervidos.
- d) no suco de limão, cujo pH varia de 2,5 a 3,6.
- e) no charque (carne salgada e seca ao sol).

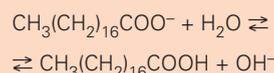
Resolução

Dos casos citados, a maior chance da presença de toxinas do botulismo está na conservação do alimento, contendo 2% de sal diluído em água.

Resposta: A**11 (EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO)** –

Sabões são sais de ácidos carboxílicos de cadeia longa utilizados com a finalidade de facilitar, durante processos de lavagem, a remoção de substâncias de baixa solubilidade em água, por exemplo, óleos e gorduras. A figura a seguir representa a estrutura de uma molécula de sabão.

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



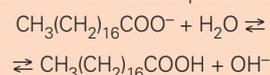
Uma vez que o ácido carboxílico formado é pouco solúvel em água e menos eficiente na remoção de gorduras, o pH do meio deve ser controlado de maneira a evitar que o equilíbrio acima seja deslocado para a direita.

Com base nas informações do texto, é correto concluir que os sabões atuam de maneira

- a) mais eficiente em pH básico.
- b) mais eficiente em pH ácido.
- c) mais eficiente em pH neutro.
- d) eficiente em qualquer faixa de pH.
- e) mais eficiente em pH ácido ou neutro.

Resolução

O sabão será mais eficiente quando o ácido carboxílico estiver na forma ionizada. O equilíbrio a seguir deve ser deslocado para a esquerda:



Para que esse equilíbrio seja deslocado para a esquerda, o meio deve ser básico, alta concentração de íons OH^- , e, portanto, o pH deve ser maior que sete.

Resposta: A

Exercícios Propostos

1 (MODELO ENEM) – Considere os sistemas numerados (25°C):

- | | | |
|------------------|-------|----------|
| 1) vinagre | _____ | pH = 3,0 |
| 2) leite | _____ | pH = 6,8 |
| 3) clara de ovos | _____ | pH = 8,0 |
| 4) sal de frutas | _____ | pH = 8,5 |
| 5) saliva | _____ | pH = 6,0 |

A respeito desses sistemas, **não** podemos afirmar:

- São de caráter básico os sistemas 3 e 4.
- O de maior acidez é o número 1.
- O de número 5 é mais ácido que o de número 2.
- O de número 1 é duas vezes mais ácido que o de número 5.
- O de menor acidez é o sal de frutas.

RESOLUÇÃO:

A 25°C soluções ácidas têm pH < 7 (1, 2 e 5) e soluções básicas têm pH > 7 (3 e 4). Quanto menor o pH, maior a acidez da solução (1 > 5 > 2 > 3 > 4).

O vinagre (pH = 3,0 \Rightarrow $[H^+] = 10^{-3}$ mol/L) é 1000 vezes mais ácido que a saliva (pH = 6,0 \Rightarrow $[H^+] = 10^{-6}$ mol/L).

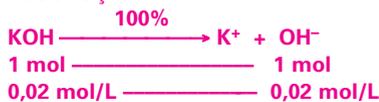
$$\frac{10^{-3}}{10^{-6}} = 10^3$$

Resposta: D

2 Qual o valor do pH de uma solução de KOH, a 25°C, cuja concentração é 0,02 mol/L, supondo que a base esteja completamente dissociada?

Dado: $\log 2 = 0,3$

RESOLUÇÃO:



$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 2 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -(\log 2 + \log 10^{-2}) = -(\log 2 - 2 \log 10)$$

$$\text{pOH} = -(0,3 - 2) = 1,7$$

$$\text{Como } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 12,3$$

Módulo

29

A química do elemento carbono

Palavras-chave:

- Postulados de Kekulé

A BIOSFERA



Ecosistema é o conjunto formado pelo ambiente e pelos seres vivos que aí vivem.

A **biocenose** ou **comunidade** é o componente vivo ou biótico de um ecossistema. É o conjunto de populações de espécies diferentes interdependentes no

tempo e no espaço. O **biótopo** é o componente abiótico de um ecossistema. É o meio físico sobre o qual se desdobram a vida vegetal e animal.

São exemplos de ecossistemas: uma lagoa, uma poça d'água, um aquário, uma floresta, uma campina etc.

Biosfera é o conjunto de todos os ecossistemas existentes na Terra.

A biosfera ocupa a quase totalidade da hidrosfera. Na litosfera abrange uma delicada e frágil camada superficial de húmus e inclui a atmosfera, principalmente como lugar de passagem.

Para a sua sobrevivência, o homem retira da biosfera inúmeros materiais, tais como:

- óleos e gorduras extraídos de plantas oleaginosas;
 - borracha (látex de certas espécies vegetais);
 - açúcar (cana-de-açúcar e beterraba);
 - amido e proteínas (cereais);
 - celulose, carvão, ácido acético, metanol, acetona (madeira e fibras vegetais);
 - alcaloides, óleos essenciais, cânfora, tanino (plantas medicinais);
 - corantes, como índigo e pau-brasil (plantas geradoras de corantes);
 - proteínas (aves, mamíferos, peixes, frutos do mar);
 - gordura, açúcar e proteína (leite animal);
 - óleos, gorduras, lã, seda, hormônios (tecidos animais).
- É importante assinalar que a extração de recursos da atmosfera, litosfera, hidrosfera e biosfera deve ser feita de tal modo que esses recursos não sejam completamente exauridos, mas renovados (desenvolvimento sustentável).

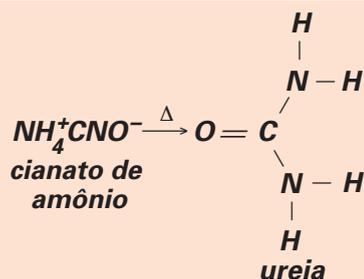
Todos os compostos que formam os seres vivos são constituídos pelo elemento químico carbono. Vamos, agora, iniciar o estudo da química do elemento carbono.

1. Desenvolvimento histórico da química orgânica

Durante muito tempo, a Química Orgânica foi considerada como a química dos produtos de origem animal e vegetal.

No início do século XIX, imperava a **teoria da força vital**. Acreditava-se que os organismos vivos (plantas e animais) continham uma “força vital” que caracterizava todos os compostos produzidos por eles. Deste modo, não se admitia a possibilidade de compostos orgânicos virem a ser sintetizados em laboratório.

Em 1828, **Wöhler**, aquecendo cianato de amônio, obteve, em laboratório, a ureia, segundo o esquema:



A ureia é uma substância resultante do metabolismo da matéria nitrogenada. É utilizada em larga escala como adubo.

Esta síntese abalou a teoria da força vital, pois um composto orgânico foi obtido em laboratório sem a presença da tal “força”.

Outras reações foram feitas em laboratório, demonstrando que não existia nenhuma força vital no organismo vivo.

Procurou-se, então, novo conceito para Química Orgânica.

Em 1848, Gmelin chamou a atenção para o fato de que todos os compostos orgânicos continham carbono.

Em 1859, Kekulé apresentou a definição atual:

Química Orgânica é a parte da Química que estuda os compostos do elemento carbono

A Química Orgânica é a química dos corantes e produtos farmacêuticos; do papel e da tinta de escrever; das tintas, vernizes e plásticos; da gasolina e da borracha; dos produtos alimentícios e do vestuário. O estudo dos processos biológicos pertence, em última análise, à Química Orgânica.

2. Os elementos organógenos

Não existe base científica na divisão da Química em Orgânica e Inorgânica, porque as leis da Química valem para os compostos orgânicos e inorgânicos.

São conhecidos vários milhões de compostos orgânicos. No entanto, esses compostos são formados por poucos elementos: C, H, O, N (elementos organógenos).

Aparecem com menor frequência: S, P, Cl, Br, I etc.

Deve-se notar que a grande maioria dos compostos orgânicos é obtida por síntese em laboratório e na indústria, sendo que o número de compostos isolados de plantas e animais é bem menor.

Certos compostos contendo carbono são abordados na Química Inorgânica. São eles: monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO₂), os carbonatos (CaCO₃, Na₂CO₃ etc.), os cianetos (KCN, NaCN etc.).

3. Os postulados de Kekulé – a base da Química Orgânica

Em 1859, Kekulé apresentou uma teoria para explicar a estrutura dos compostos orgânicos, sem saber que o átomo tem um núcleo positivo rodeado por elétrons negativos.



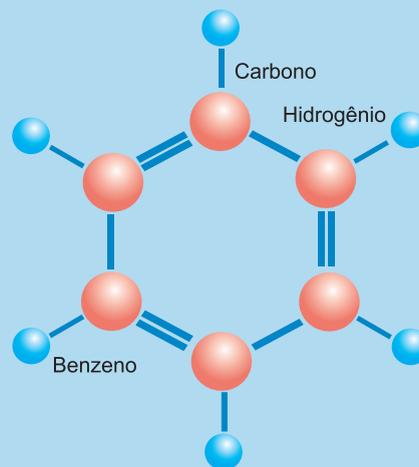
O Destaque

Friedrich August Kekulé sabia que a molécula do



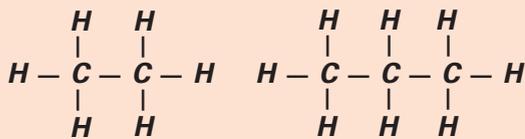
Friedrich August Kekulé (1829-1896), o pai fundador da Química Orgânica.

benzeno é formada por seis átomos de carbono e seis átomos de hidrogênio (C₆H₆). Mas como dispor esses átomos num arranjo estável? Kekulé queimou neurônios diante do problema, até que numa noite do ano de 1865, mergulhando no sono, o químico viu uma cobra engolindo o próprio rabo. Ao acordar, estava resolvido o enigma: bastava fechar a cadeia de átomos de carbono, numa estrutura em forma de anel.



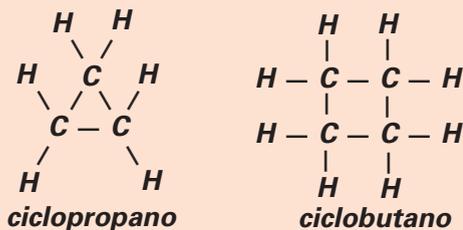
A fórmula estrutural do benzeno idealizada por Kekulé.

Exemplos



etano

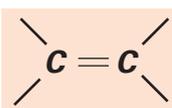
propano



ciclopropano

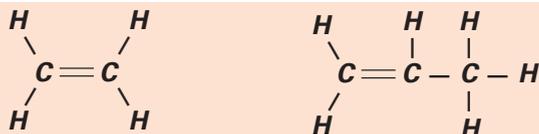
ciclobutano

Ligação dupla



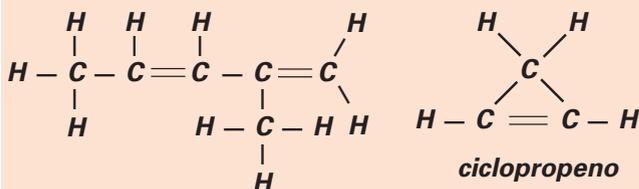
Dois átomos de carbono ligam-se por duas unidades de valência. A representação simbólica é feita por dois tracinhos.

Exemplos



eteno

propeno



2-metil-1,3-pentadieno

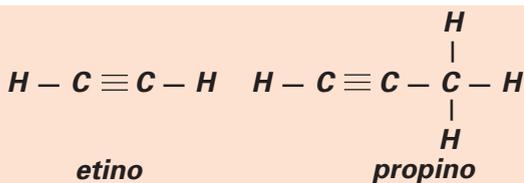
ciclopropeno

Ligação tripla



Dois átomos de carbono ligam-se por três unidades de valência. A representação é feita por três tracinhos.

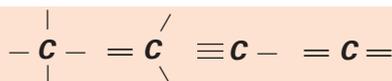
Exemplos



etino

propino

Observe nas fórmulas dadas a tetravalência constante do carbono.



8. Tipos de carbono

Carbono primário (p)

É o que se liga apenas a um outro átomo de carbono.

Carbono secundário (s)

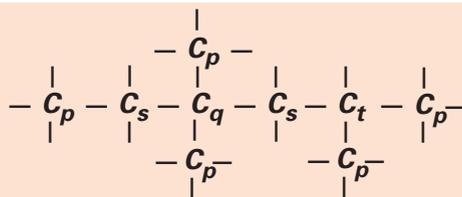
É o que se liga a dois outros átomos de C.

Carbono terciário (t)

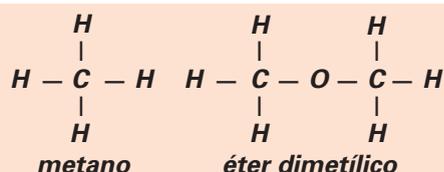
É o que se liga a três outros átomos de carbono.

Carbono quaternário (q)

É o que se liga a quatro outros átomos de C.



Por extensão, os átomos de carbono são considerados primários nos seguintes compostos abaixo.



metano

éter dimetílico

9. Compostos orgânicos versus compostos inorgânicos

Número de compostos e de elementos formadores

Apesar do elevado número de compostos orgânicos, o número de elementos constituintes é muito pequeno. Na constituição dos compostos inorgânicos, participam dezenas de elementos químicos.

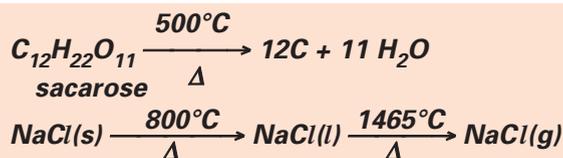
NaCl , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, FeS , CuBr_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2O , RbH , NO_2 são todos compostos inorgânicos.

Observe a diversidade de elementos.

Os compostos inorgânicos são mais estáveis

A maior parte dos compostos orgânicos decompõem-se quando aquecidos a uma temperatura de 500°C . Na Química Inorgânica, são raros os compostos que se decompõem nessa temperatura.

Como exemplo, podemos comparar a estabilidade térmica do açúcar comum (sacarose) e do sal comum (cloreto de sódio).



Um procedimento experimental para distinguir uma amostra de composto inorgânico de outra amostra de composto orgânico, ambas sólidas, é o aquecimento. Na amostra em que houver carbonização, é evidente a presença de carbono.

Ponto de fusão e ponto de ebulição

Os compostos orgânicos sólidos geralmente se fundem quando aquecidos em temperaturas compreendidas entre 30°C e 400°C. Os pontos de ebulição dos compostos orgânicos líquidos também variam entre limites bastante amplos.

Geralmente, os compostos inorgânicos apresentam pontos de fusão e de ebulição mais elevados.

Combustão

A maioria dos compostos orgânicos são combustíveis, isto é, combinam-se com gás oxigênio, formando gás carbônico e água.

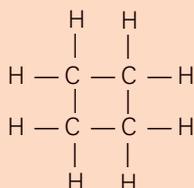
A queima do álcool etílico (etanol, álcool comum) pode ser equacionada da seguinte maneira:



Outro procedimento experimental para diferenciar um composto orgânico de um inorgânico é realizar a combustão. Havendo formação de gás carbônico, torna-se evidente a presença de carbono.

Exercícios Resolvidos

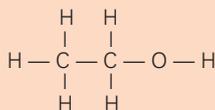
- 1 Classifique os átomos de carbono do composto:



Resolução

Todos são átomos de carbono secundário.

- 2 (MODELO ENEM) – O álcool etílico é o mais utilizado de todos os alcoóis e, muito provavelmente, foi uma das primeiras substâncias orgânicas obtidas pelo homem a partir de processos de fermentação. Seu ponto de fusão é -115°C e o de ebulição é 78,5°C. Auxiliado por essas informações e com a estrutura do álcool etílico, assinale a proposição correta.



- a) A molécula apresenta um carbono primário e um carbono secundário.
b) O álcool etílico é um gás a 37°C, temperatura do corpo humano, à pressão de 1 atmosfera.
c) Bebidas destiladas, como conhaque, apresentam baixo teor alcoólico e, por isso, não ocasionam grandes danos à saúde.
d) O álcool etílico foi obtido por Wöhler, em 1828, por meio de uma reação que abalou profundamente a teoria da força vital.
e) A fórmula mínima fornece a proporção entre os números de átomos, utilizando os menores números inteiros possíveis. A fórmula mínima do álcool etílico é C₂H₆O.

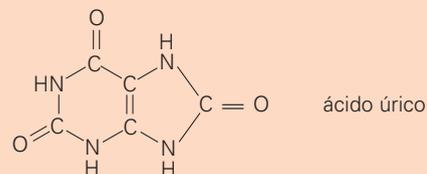
Resolução

Comentando as alternativas:

- a) **Incorreta.** Os dois átomos de carbono são primários.
b) **Incorreto.** A 37°C e 1 atm de pressão, o álcool etílico está no estado líquido.
c) **Incorreta.** Bebidas destiladas apresentam teor alcoólico elevado.
d) **Incorreta.** Em 1828, Wöhler obteve a ureia numa reação, o que abalou a teoria da força vital.
e) **Correta.** A fórmula molecular e a fórmula mínima coincidem (C₂H₆O).

Resposta: E

- 3 (UNIUBE-MG – MODELO ENEM) – O ácido úrico é o produto final da excreção da degradação de purinas. As doenças gota, leucemia, policetemia e hepatite resultam numa excreção aumentada desta molécula, representada pela fórmula estrutural:



A fórmula molecular do ácido úrico é

- a) C₅H₄N₄O₃ b) C₅H₄N₃O₆
c) C₅H₃N₃O₃ d) C₄H₆N₂O₂
e) C₄H₅N₄O₃

Resolução

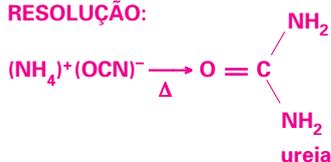
Na fórmula estrutural, há cinco átomos de carbono, quatro átomos de hidrogênio, quatro átomos de nitrogênio e três átomos de oxigênio. Portanto, a fórmula molecular é C₅H₄N₄O₃.

Resposta: A

Exercícios Propostos

- 1 Complete: Wöhler, em 1828, obteve a ureia por meio de uma reação que abalou profundamente a teoria da força vital. Em tal obtenção, ele realizou o aquecimento de

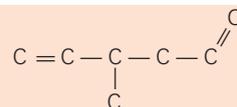
RESOLUÇÃO:



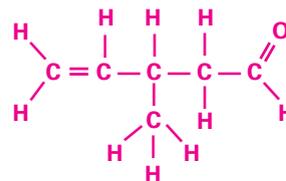
cianato de amônio

Resposta: Cianato de amônio

- 2 Quantos átomos de hidrogênio faltam na estrutura?

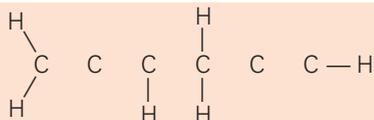


RESOLUÇÃO:

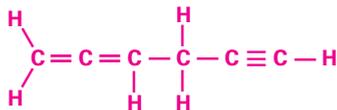


Resposta: Dez

3 Na cadeia abaixo, colocar as ligações que estão faltando.



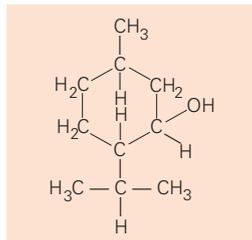
RESOLUÇÃO:



4 (MODELO ENEM) – O mentol, usado na fabricação de balas e chicletes para propiciar uma sensação refrescante, afeta os sensores responsáveis pela sensação de frio, tornando-os ativos a uma temperatura acima da normal.

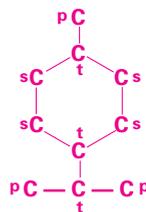
O mentol é um álcool cíclico que ocorre por exemplo na hortelã-pimenta. Esta é uma erva rastejante muito cultivada para a extração de um óleo rico em mentol. No mentol,

identificamos, respectivamente, o seguinte número de átomos de carbono primário, secundário, terciário e quaternário:



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

RESOLUÇÃO:



Resposta: A

Módulo

30

Pesquisa do carbono (experiências)

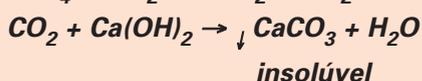
Material:

- cápsula de porcelana;
- lamparina;
- alimento (pão);
- tubo de ensaio com rolha perfurada e tubo de borracha;
- tubo de ensaio ou béquer;
- óxido de cobre (CuO);
- água de cal (solução de hidróxido de cálcio);
- canudo de refrigerante.

1ª experiência: Muitos compostos orgânicos decompõem-se pelo aquecimento, liberando carbono.

Em uma cápsula de porcelana, coloque um pedacinho de pão. Aqueça-o até ficar preto.

2ª experiência: Os compostos orgânicos sofrem combustão, liberando gás carbônico (CO₂). Este produz um precipitado branco ao ser borbulhado em água de cal (solução de Ca(OH)₂).



Nosso corpo queima o alimento, produzindo dióxido de carbono, que expiramos. Sopre com um canudo em um copo, contendo água de cal. A água de cal ficará turva (partículas sólidas de CaCO₃ suspensas na água).



3ª experiência:

Teste para carbono e hidrogênio com CuO

Em um tubo de ensaio, adicione um pouco de alimento (pão) e óxido de cobre (II) (CuO). Adapte a rolha perfurada com o tubo de borracha. O óxido de cobre (II) libera oxigênio que causa a queima do composto orgânico, liberando gás carbônico e água.

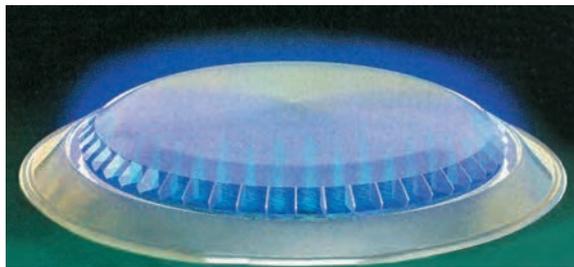


Conclusão: Aquecendo um composto desconhecido com CuO, se aparecer o precipitado branco de CaCO₃, pode-se concluir que existe carbono na composição do composto desconhecido.



A chama do fogo

Quando se acende o fogão de casa, no queimador aparece a luminosidade azul da chama. Nela, ocorre a combustão do gás natural (gás de rua) ou do gás liquefeito de petróleo (GLP, o gás de botijão). Combustão ou queima é a reação do combustível (no caso, o gás natural ou o GLP) com o oxigênio do ar. Nesta reação, formam-se duas substâncias: gás carbônico e água. Quando o combustível é o gás natural, o processo pode ser representado pela equação ao lado. Mas esta reação não é direta, ela sempre ocorre em etapas. Formam-se primeiro moléculas muito reativas, como CH_3 , CH_2O , HO_2 , que reagem rapidamente, originando gás carbônico e água como produtos finais. Essas



moléculas extremamente reativas têm alta energia e perdem parte dela emitindo a luz, que pode ser vista como chama azulada. Essa chama azulada do fogão só contém gases. Já a chama amarelo-luminosa,

de uma vela ou de óleo queimando dentro de uma lata, tem composição diferente. Estas chamas, além de luminosidade, produzem também fumaça. Isso acontece porque seu combustível é composto por moléculas com muitos átomos de carbono. Na queima, esses átomos de carbono de várias moléculas se agrupam, formando carvão na forma de um pó muito fino. Com o calor da chama, o carvão é aquecido, emitindo a luz amarela. Ao sair da chama, ele esfria e aparece como fuligem, formando a "fumacinha".

Essa chama, diferente daquela que sai do fogão a gás, é formada por gases e sólidos.

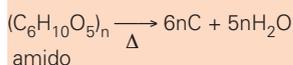
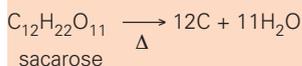
Exercícios Resolvidos

1 Por que um composto orgânico se carboniza quando aquecido convenientemente?

Resolução

A maior parte dos compostos orgânicos decompõem-se quando aquecidos a uma temperatura de 500°C , liberando carbono e vapor-d'água.

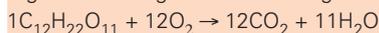
Exemplos



2 Escrever a equação balanceada da combustão completa do açúcar sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

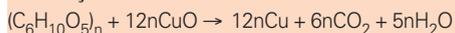
Resolução

A combustão completa de um composto orgânico forma gás carbônico e água.



3 Escrever a equação balanceada da reação de óxido de cobre (II) (CuO) com amido, $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$.

Resolução



4 (MODELO ENEM) – A Química Orgânica é a química dos combustíveis fósseis, dos polímeros (plásticos, borracha), dos corantes, tintas, vernizes, produtos farmacêuticos, do papel, dos alimentos, dos sabões e detergentes,

inseticidas etc.

Um procedimento experimental para distinguir uma amostra de composto inorgânico de outra amostra de composto orgânico, ambas sólidas, consiste em

- adicionar as amostras em água. Se dissolverem, é composto inorgânico.
- realizar a combustão das amostras. Somente composto orgânico é que sofre combustão.
- reagir as amostras com CuO . Havendo formação de gás carbônico e água, é composto orgânico.
- fazer um aquecimento das amostras. Havendo a fusão da amostra, é composto orgânico.

Resolução

Comentando as alternativas:

a) **Incorreta.**

Existem compostos orgânicos solúveis em água, por exemplo, a sacarose (açúcar comum).

b) **Incorreta.**

Existem substâncias inorgânicas que são combustíveis, por exemplo, o enxofre.

c) **Correta.**

O óxido de cobre (II) (CuO) libera oxigênio, que causa a combustão do composto orgânico, liberando gás carbônico e água.

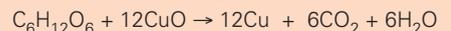
d) **Incorreta.**

Se houver carbonização por causa do

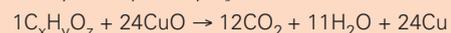
aquecimento, é que fica evidente a presença de carbono.

Resposta: C

5 (MODELO ENEM) – Um composto orgânico reage com óxido de cobre (II) mediante aquecimento, formando gás carbônico e água. Observe a reação de glicose com CuO .



Aquecendo um composto orgânico desconhecido, $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ com CuO , ocorreu a reação química expressa pela equação:



A fórmula do composto orgânico é

- $\text{C}_{12}\text{H}_{11}\text{O}_{11}$
- $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_2$
- $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_6$
- $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- $\text{C}_{12}\text{H}_{24}\text{O}_{12}$

Resolução

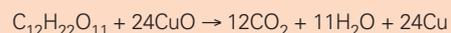
Como ocorre conservação dos átomos, temos:

$$x = 12$$

$$y = 11 \times 2 = 22$$

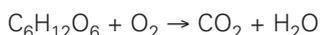
$$z + 24 = 12 \times 2 + 11$$

$$z = 11$$



Resposta: D

1 Os compostos orgânicos sofrem combustão (combinação com O_2 do ar), formando gás carbônico (CO_2) e água (H_2O). Balancear a equação de combustão completa do açúcar glicose ($C_6H_{12}O_6$).



RESOLUÇÃO:



2 Um composto orgânico, aquecido com óxido de cobre (II) (CuO), sofre oxidação, formando gás carbônico e água. Balancear a equação da reação entre glicose e CuO .



RESOLUÇÃO:



Módulo

31

Cadeias carbônicas

Palavras-chave:

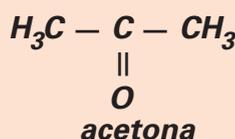
• Acíclica • Cíclica • Saturada, insaturada, homogênea, heterogênea

1. Cadeia carbônica - o esqueleto de uma molécula orgânica

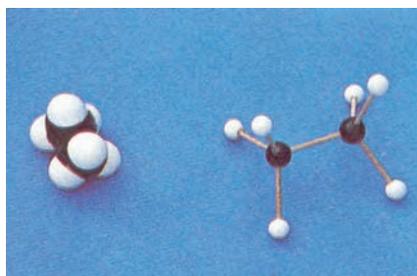
As cadeias carbônicas classificam-se em

Cadeias Abertas ou Acíclicas	} Quanto à disposição	normais	
		ramificadas	
		} Quanto à natureza	homogêneas
		heterogêneas	
Cíclicas ou Fechadas	} Quanto à ligação	saturadas	
		insaturadas	
		} Quanto à natureza	homocíclicas
		heterocíclicas	
		} Quanto à ligação	saturadas
		insaturadas	

Exemplo



$C - C - C$
cadeia carbônica da acetona

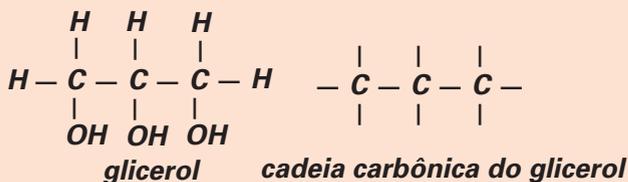


Dois modelos para a molécula de etano ($H_3C - CH_3$).

2. Cadeias acíclicas

São as cadeias carbônicas abertas: os átomos de C não formam ciclos.

Exemplo

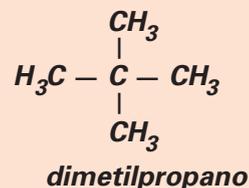
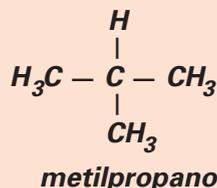


3. Quanto à disposição

Cadeia acíclica normal, reta ou linear: é aquela que apresenta unicamente átomos de carbono primário e secundário (tem duas extremidades apenas).

Cadeia acíclica ramificada: é aquela que apresenta pelo menos um átomo de carbono terciário ou quaternário (tem mais de duas extremidades).

Exemplos



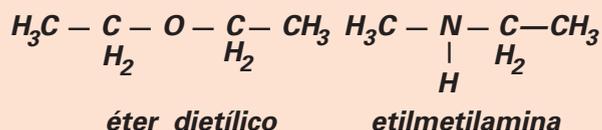
4. Quanto à natureza

Cadeia homogênea: é aquela que não apresenta átomos diferentes de carbono intercalados na cadeia. As cadeias carbônicas do glicerol, acetona, metilpropano e dimetilpropano (fórmulas já mencionadas) são homogêneas.

Cadeia heterogênea: é aquela que apresenta átomos diferentes de carbono intercalados na cadeia.

Esses átomos diferentes de carbono são chamados **heteroátomos**.

Exemplos



O oxigênio e o nitrogênio são os **heteroátomos** das referidas cadeias carbônicas.

5. Quanto à ligação

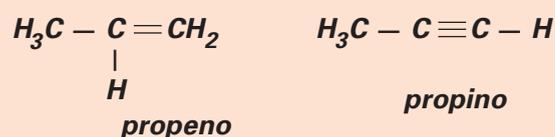
Cadeia saturada: é aquela em que os átomos de carbono ligam-se entre si, exclusivamente, por simples ligações.

Exemplos

As cadeias carbônicas de todos os compostos já mencionados neste módulo.

Cadeia insaturada ou não saturada: é aquela que apresenta pelo menos uma **dupla ou tripla ligação entre átomos de carbono**.

Exemplos



6. Cadeias cíclicas

São as cadeias carbônicas fechadas.

São classificadas em:

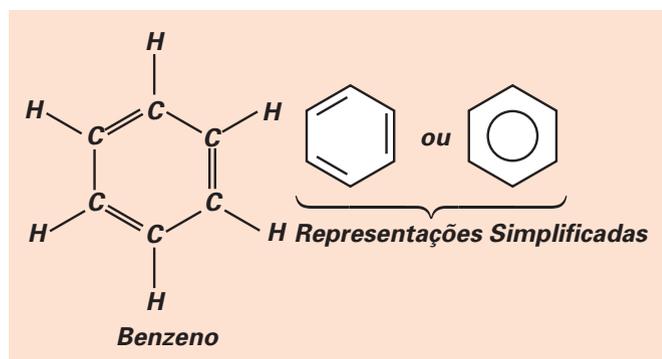
Cadeias homocíclicas – no anel só existem átomos de carbono. Podem ser:

- Aromáticas – contêm o núcleo benzênico.
- Alicíclicas – não contêm núcleo benzênico.

Cadeias heterocíclicas – no anel existe átomo diferente do carbono.

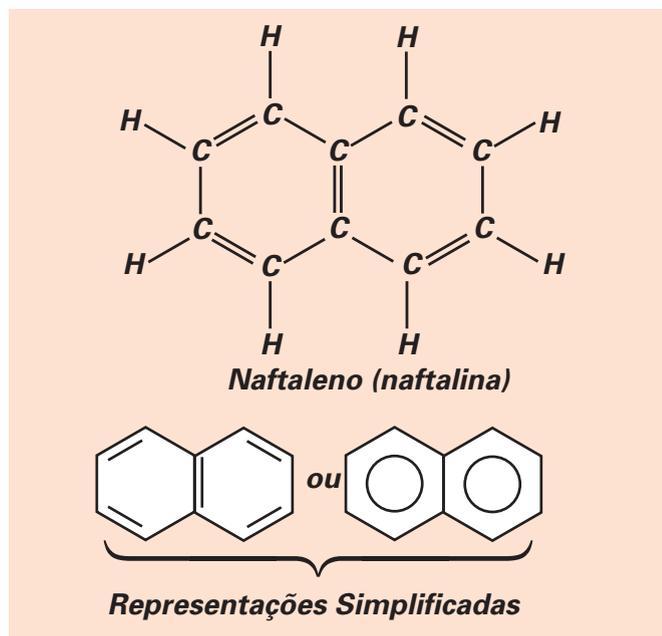
7. Cadeia aromática

É uma cadeia cíclica com um ou mais ciclos, formados por 6 átomos de carbono ligados, alternadamente, por simples e duplas ligações.

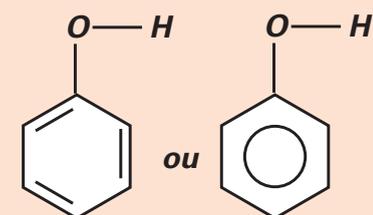
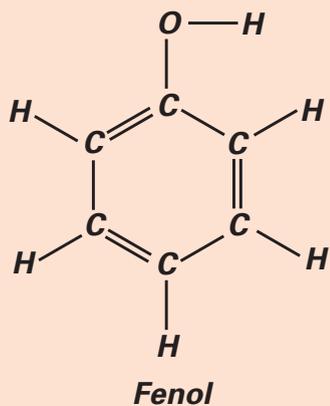


O benzeno (C_6H_6) é um líquido incolor, de odor agradável, bastante volátil (os vapores são tóxicos), imiscível com água. É usado como solvente, na fabricação de corantes, plásticos, explosivos, medicamentos etc. Encontra-se no alcatrão de hulha, uma das frações provenientes da destilação seca da hulha (carvão mineral contendo aproximadamente 80% de carbono). O benzeno é cancerígeno.

Outros exemplos



Naftaleno ou naftalina (C_{10}H_8) é um sólido branco que sofre sublimação e é usado como inseticida. É encontrado no alcatrão de hulha.

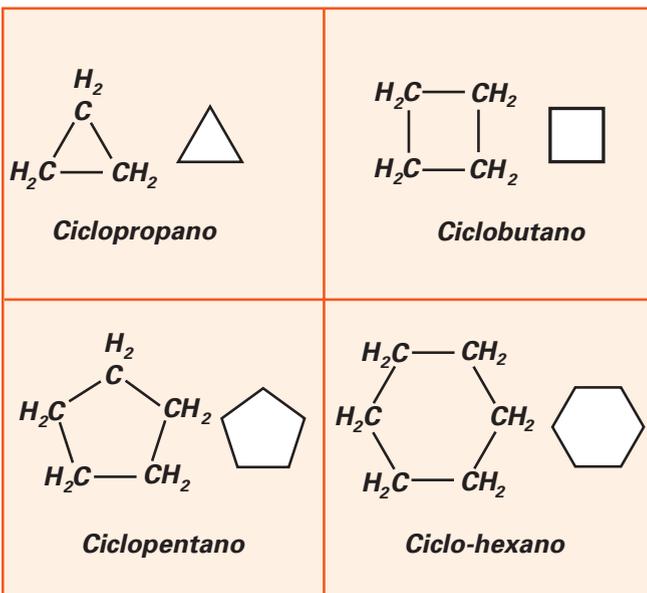


O fenol comum é um sólido, pouco solúvel em água, empregado como desinfetante, na fabricação de corantes, plásticos etc.

8. Cadeia alicíclica

É toda cadeia homocíclica não aromática.

Exemplos



Saiba mais

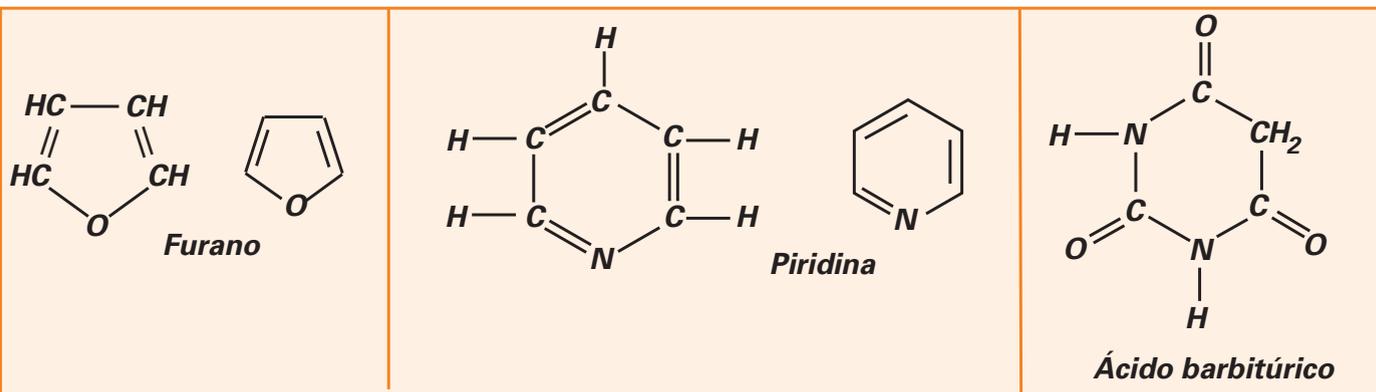
CADEIA ALIFÁTICA

Os autores divergem quanto à classificação das cadeias.

- I) Existem autores que usam o termo cadeia alifática como sinônimo de cadeia aberta (acíclica).
- II) Outros autores classificam como alifáticas as cadeias não aromáticas. Assim, as cadeias acíclicas e as alicíclicas seriam alifáticas.

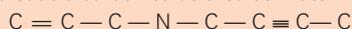
9. Cadeia heterocíclica

Exemplos

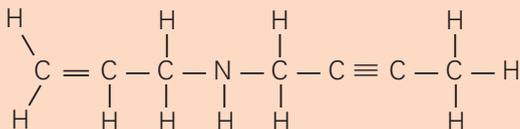


Exercícios Resolvidos

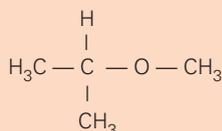
- 1 Completar a cadeia carbônica acíclica com átomos de hidrogênio.



Resolução



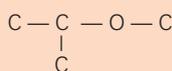
- 2 A cadeia do composto abaixo é normal ou ramificada?



Resolução

É uma cadeia de classificação complicada.

Alguns autores classificam-na como normal, pois apresenta apenas átomos de carbono primário e secundário. Outros autores afirmam que é ramificada, pois tem três extremidades.

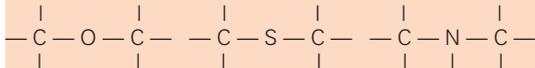


- 3 Um átomo monovalente pode ser heteroátomo?

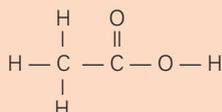
Resolução

Não. Somente os átomos com valência maior que 1 podem ser heteroátomos.

Exemplos



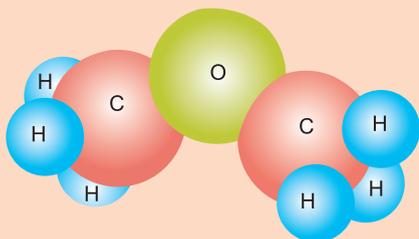
- 4 A cadeia carbônica do ácido acético (vinagre) é homogênea ou heterogênea? Saturada ou insaturada?



Resolução

A cadeia é homogênea, pois entre átomos de carbono não existe heteroátomo. A cadeia é saturada, pois entre os dois átomos de carbono existe somente ligação simples.

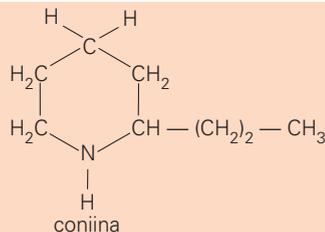
- 5 A figura mostra um modelo da molécula do éter dimetílico. Classifique a sua cadeia carbônica.



Resolução

Cadeia acíclica, normal, heterogênea, saturada.

- 6 (UESB-BA – MODELO ENEM) – “Maldito aquele que ensina aos homens mais depressa do que eles podem aprender.” Esse foi o crime pelo qual condenaram à morte um dos maiores filósofos da humanidade, em 399 a.C., aos setenta anos, Sócrates. A coniina é um alcaloide extraído da cicuta, veneno que esse filósofo grego foi obrigado a beber.



A coniina tem uma estrutura classificada como

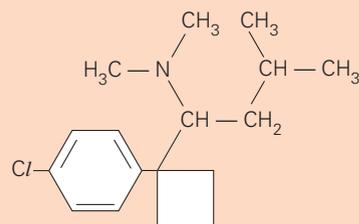
- aromática, heterogênea e ramificada.
- alifática, ramificada, insaturada.
- aberta, aromática, saturada.
- cíclica, heterogênea, saturada.
- alícíclica, homogênea, saturada.

Resolução

A cadeia carbônica é cíclica não aromática (não contém o núcleo benzênico), heterogênea (há um átomo de nitrogênio entre átomos de carbono) e saturada (somente ligações simples entre átomos de carbono).

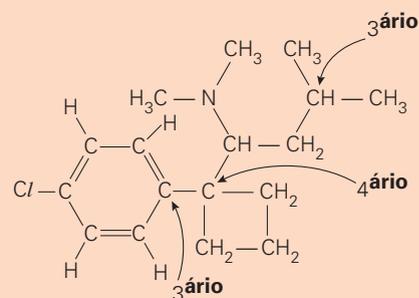
Resposta: D

- 7 (MODELO ENEM) – A maior disponibilidade dos alimentos, em especial os industrializados, resultou no aumento da incidência da obesidade, tanto em crianças como em adultos. Em função disso, tem-se tornado comum a procura pelas denominadas dietas milagrosas que, em geral, oferecem grande risco à saúde. Também têm sido desenvolvidos diversos medicamentos para o emagrecimento com menores tempo e esforços. Uma das substâncias desenvolvidas com essa finalidade é a sibutramina, comercializada com diversas denominações e cuja fórmula estrutural é apresentada a seguir:



- apenas anéis alifáticos.
- apenas anéis aromáticos.
- cadeia heterogênea.
- fórmula molecular $C_{17}H_{22}NCl$.
- três carbonos terciários.

Resolução



Comentando as alternativas:

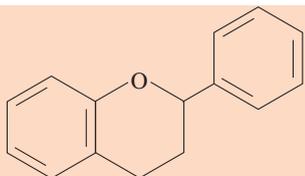
- Incorreta.** Apresenta anel alifático (cadeia do ciclobutano) e anel aromático (cadeia do benzeno).
- Incorreta.**
- Correta.** Há um heteroátomo (nitrogênio).
- Incorreta.** A fórmula é $C_{17}H_{26}NCl$.
- Incorreta.** Apresenta dois carbonos terciários.

Nota: O termo alifático foi usado como sinônimo de cadeia homogênea não aromática.

Resposta: C

Exercícios Propostos

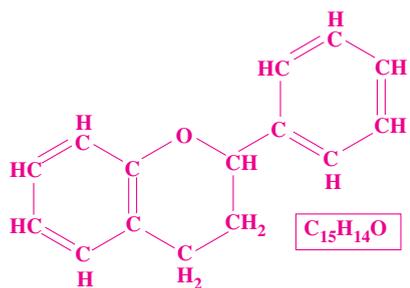
1 (MODELO ENEM) – Muitas das cores brilhantes do mundo vegetal devem-se a uma única classe de compostos, os **flavonoides**. Eles têm um esqueleto básico semelhante ao que está na fórmula:



Ocorrem em folhas e em pétalas. A sua função nas folhas é absorver a luz ultravioleta que, de outra forma, destruiria o material genético e as proteínas das células. A sua fórmula molecular é

- a) $C_{15}H_{12}O$ b) $C_{10}H_{12}O$ c) $C_{15}H_{15}O$
 d) $C_{16}H_{14}O$ e) $C_{15}H_{14}O$

RESOLUÇÃO:



A fórmula molecular é



Resposta: E

2 Assinale a afirmação **falsa**:

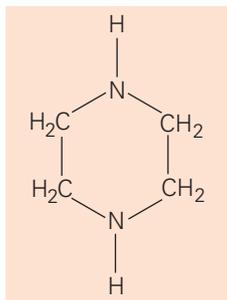
- a) $H_3C - \overset{O}{\parallel}{C} - OH$ tem cadeia aberta e saturada.
 b)  apresenta cadeia aromática.
 c) $H_2C = \underset{H}{\underset{|}{C}} - \overset{H_2}{\underset{|}{C}} - OH$ tem cadeia aberta, insaturada, heterogênea.
 d) $H_3C - CH_3$ só apresenta átomos de carbono primário.
 e) O carbono terciário é tetravalente.

RESOLUÇÃO:

Na alternativa C, a cadeia é homogênea.

Resposta: C

3 O composto abaixo apresenta cadeia



- a) alifática homogênea.
 b) alifática heterogênea.
 c) alicíclica insaturada.
 d) heterocíclica saturada.
 e) aromática.

RESOLUÇÃO:

É uma cadeia cíclica, saturada (apenas ligações simples entre átomos de carbono), heterogênea (há átomo de nitrogênio entre átomos de carbono). As cadeias alifáticas, alicíclicas e aromáticas são cadeias homogêneas.

Resposta: D

- Alceno • Alceno
- Alcino • Alcadieno

1. Funções orgânicas

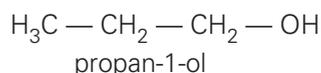
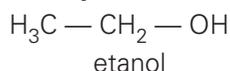
Função química é uma classe de compostos com comportamento químico semelhante, devido à semelhança na sua estrutura.

Na Química Orgânica, o número de funções químicas é enorme. As principais funções da Química Orgânica são:

1	Hidrocarbonetos	7	Sais de ácidos carboxílicos
2	Alcoóis	8	Ésteres
3	Fenóis	9	Éteres
4	Aldeídos	10	Aminas
5	Cetonas	11	Amidas
6	Ácidos carboxílicos	12	Nitrilos

Grupo funcional é um grupo de átomos que caracteriza a função. Por exemplo, todos os alcoóis apresentam o grupo — OH (hidroxila) ligado a carbono saturado.

Exemplo

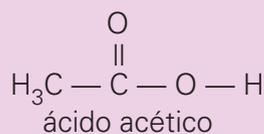
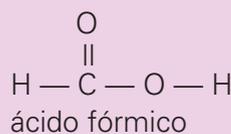


Saiba mais

Você sabia que todos os compostos que apre-

sentam o grupo $\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ -\text{C}-\text{O}-\text{H} \end{array}$ pertencem à função ácido carboxílico?

Observe



Todos esses compostos reagem com bases, conduzem a eletricidade quando em solução aquosa, tornam vermelho o papel de tornassol azul etc.

2. Nomes dos compostos orgânicos

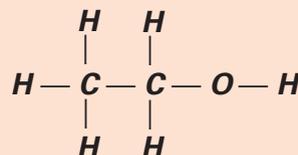
De acordo com a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC), o nome de um composto orgânico é formado basicamente por três partes:

Prefixo, que dá o n.º de átomos de C

Tipo de Ligação

Sufixo, que dá a função

Exemplo



- 2 átomos de C: prefixo **et**
- ligação simples entre átomos de C: **an**
- função álcool: sufixo **ol**
- nome oficial do composto: **etan ol(etanol)**

3. Prefixos usados na nomenclatura orgânica

n.º de átomos de C	prefixo	n.º de átomos de C	prefixo
1	met	7	hept
2	et	8	oct
3	prop	9	non
4	but	10	dec
5	pent	11	undec
6	hex	12	dodec

4. Indicação das ligações

Simples ligação: **an**

Dupla ligação: **en**

Tripla ligação: **in**

5. Indicação da função orgânica

Hidrocarboneto: **o**

Álcool: **ol**

Ácido carboxílico: **oico**

Cetona: **ona**

Aldeído: **al**

O número de átomos de C existente na molécula é dado pelo prefixo.

Observe:

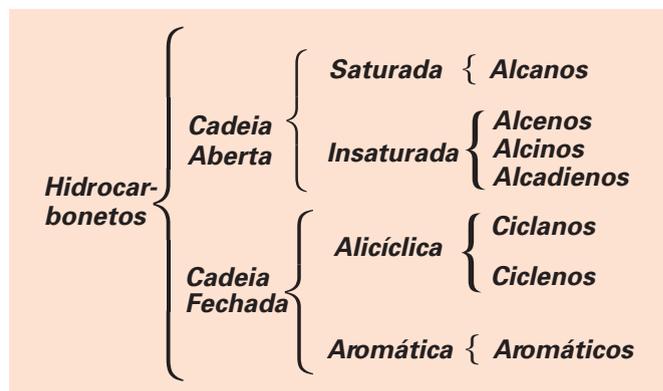
CH_4	<u>metano</u>
$H_3C - CH_3$	<u>etano</u>
$H_3C - \underset{H_2}{C} - CH_3$	<u>propano</u>
$H_3C - \underset{H}{C} = CH_2$	<u>propeno</u>
$H_3C - C \equiv C - H$	<u>propino</u>

6. Hidrocarbonetos: compostos de carbono e hidrogênio

Hidrocarbonetos são compostos orgânicos formados exclusivamente de C e H.

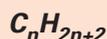
Fórmula geral: C_xH_y

7. Classificação dos hidrocarbonetos



8. Alcanos: apenas ligações simples

Alcanos são hidrocarbonetos de cadeia aberta, saturada, de fórmula geral:

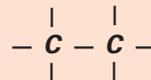


Exemplos

$H_3C - CH_3$	etano, C_2H_6
$H_3C - CH_2 - CH_3$	propano, C_3H_8
$H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_3$	butano, C_4H_{10}

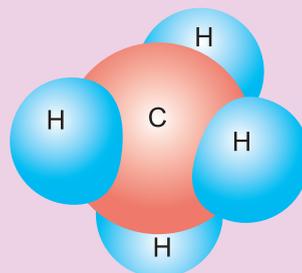
Como notamos, a nomenclatura dos alcanos é dada usando-se o prefixo correspondente ao número de átomos de carbono, seguido do sufixo – **ano**.

O sufixo ano mostra presença de simples ligações entre átomos de carbono:



Saiba mais

METANO, CH_4



O metano é o hidrocarboneto mais simples. Encontra-se no gás natural, nas minas de carvão, onde ocorre misturado com o oxigênio do ar, constituindo o gás grisú. Os acidentes que ocorrem nas minas de carvão são devidos à explosão do gás grisú. Forma-se nos pântanos devido à fermentação anaeróbica da celulose.

9. Alcenos: uma ligação dupla

Alcenos são hidrocarbonetos de cadeia aberta, insaturada, apresentando uma dupla ligação entre átomos de carbono, e de fórmula geral:

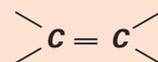


Exemplos

$H_2C = CH_2$	eteno, C_2H_4
$H_2C = CH - CH_3$	propeno, C_3H_6

Na nomenclatura dos alcenos, damos o prefixo correspondente ao número de átomos de carbono, seguido do sufixo – **eno**.

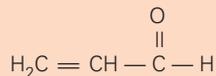
O sufixo – eno mostra a presença de uma dupla ligação entre os átomos de carbono:



No caso de o alceno ter mais de 3 átomos de carbono na cadeia, devemos indicar a posição da dupla ligação, o que fazemos por números; para isto, começamos a numerar a cadeia da extremidade mais próxima da dupla ligação. Devemos, também, separar número de palavra por meio de hífen.

Exercícios Resolvidos

1 Qual o nome do composto abaixo, sabendo-se que pertence à função aldeído?



Resolução

3 átomos de C: prop
dupla ligação: en
função aldeído: al
nome: propenal

2 (UNIP-SP) – O hidrocarboneto de fórmula molecular $(\text{CH})_n$ é o

- a) metano b) eteno
c) etino d) propino
e) propeno

Resolução

- a) CH_4 b) C_2H_4 c) C_2H_2
d) C_3H_4 e) C_3H_6
 $\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow (\text{CH})_2 \rightarrow (\text{CH})_n$

Resposta: C

3 Apresentar oito hidrocarbonetos de cadeia acíclica normal que possuem 4 átomos de carbono.

Resolução

- $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (butano)
 $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (1-buteno)
 $\text{H}_3\text{C} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ (2-buteno)
 $\text{HC} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (1-butino)
 $\text{H}_3\text{C} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$ (2-butino)
 $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ (1,3-butadieno)
 $\text{H}_2\text{C} = \text{C} = \text{CH} - \text{CH}_3$ (1,2-butadieno)
 $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{C} \equiv \text{CH}$ (but-1-en-3-ino)

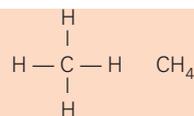
4 (UERJ – MODELO ENEM) – Em grandes depósitos de lixo, vários gases são queimados continuamente. A molécula do principal gás que sofre essa queima é formada por um átomo de carbono e átomos de hidrogênio.

A massa molecular desse gás, em unidades de massa atômica, é igual a:

- a) 10 b) 12 c) 14 d) 16
Dado: massas atômicas: C: 12u; H: 1u.

Resolução

O átomo de carbono é tetravalente. Portanto, o gás é o metano.



Massa molecular = $12u + 4 \cdot 1u = 16u$.

Resposta: D

5 (UERJ – MODELO ENEM) – O petróleo de base parafínica é uma mistura cujos principais componentes são os alcanos. A ordenação crescente da massa molar dos alcanos de cadeia normal gera uma progressão aritmética de razão igual a:

- a) 10 b) 12 c) 14 d) 16
Dado: massas molares em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: C: 12; H: 1.

Resolução

Os alcanos são hidrocarbonetos de cadeia aberta saturada e apresentam a fórmula molecular $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

Observe que um alcano difere de outro alcano por um número inteiro de grupos (CH_2) que tem massa molar igual a 14g/mol.

Portanto, as massas molares dos alcanos formam uma progressão aritmética de razão igual a 14.

Resposta: C

Exercícios Propostos

1 Identificar cada hidrocarboneto abaixo, dizendo se é alcano, alceno, alcino etc.

- I) $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$ II) $\text{H}_2\text{C} = \overset{\text{H}}{\underset{|}{\text{C}}} - \text{CH}_3$
III) $\text{H}_2\text{C} = \text{C} = \text{CH}_2$ IV) $\text{H}_3\text{C} - \text{C} \equiv \overset{\text{H}_2}{\underset{|}{\text{C}}} - \text{C} - \text{CH}_3$

RESOLUÇÃO:

- I) **alcano** II) **alceno**
III) **alcadieno** IV) **alcino**

2 Dar o nome oficial dos hidrocarbonetos apresentados na questão anterior.

RESOLUÇÃO:

- I) **etano**
II) **propeno**
III) **propadieno**
IV) **2-pentino (pent-2-ino)**

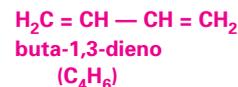
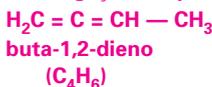
3 (UNIUBE – MG – MODELO ENEM) – Recentemente, três tanques contendo 250 toneladas de um gás derivado de petróleo usado na fabricação de borracha sintética foram destruídos em incêndio no Rio de Janeiro.

Esse gás, um hidrocarboneto de cadeia aberta com 4 átomos de carbono e 2 ligações duplas, é:

- a) C_4H_8 b) C_4H_6 c) C_4H_{10}
d) C_4H_{11} e) C_4H_{12}

RESOLUÇÃO:

Os hidrocarbonetos de cadeia aberta com 4 átomos de carbono e duas ligações duplas são:



Resposta: B