

descomplica



HORA DO TREINO DE QUÍMICA



EXERCITAR
DÁ JOGO
NO ENEM

TREINAR OS TOP CONTEÚDOS DÁ JOGO NO ENEM

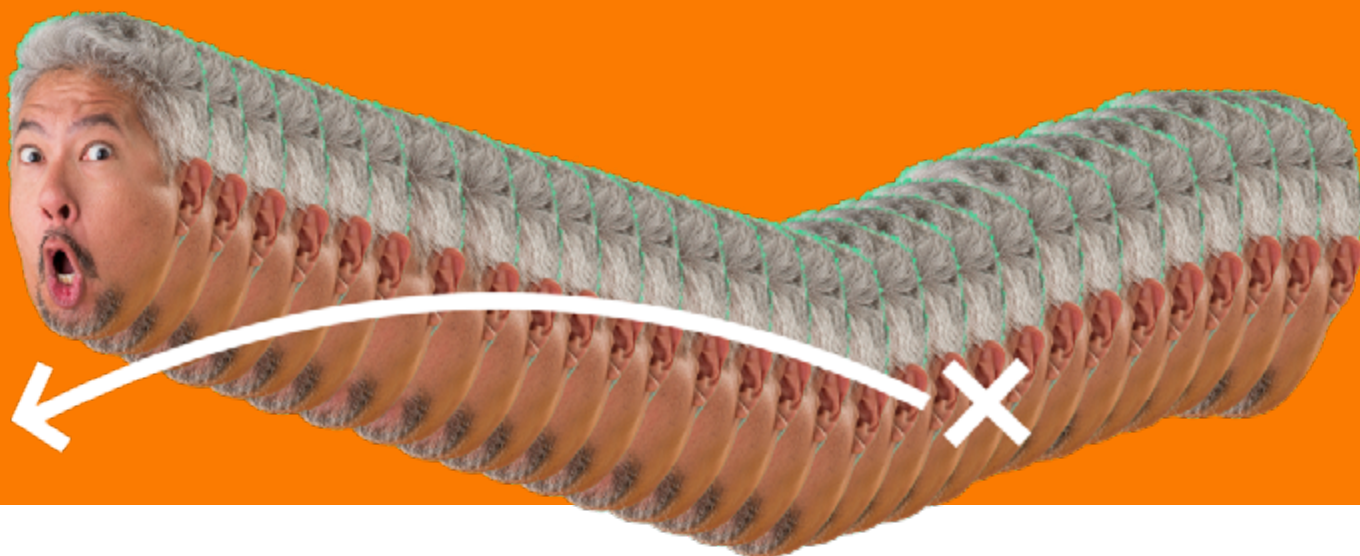
Nosso time de craques analisou mais de 900 questões do Enem e descobriu quais são os assuntos que mais caíram nos últimos cinco anos de prova. E para te ajudar a focar neles, montamos esse material com as questões mais quentes de cada disciplina e gabarito comentado.

Agora é hora de calçar a chuteira e começar a aquecer porque o jogo tá chegando, viu?

Bom treino!



QUÍMICA



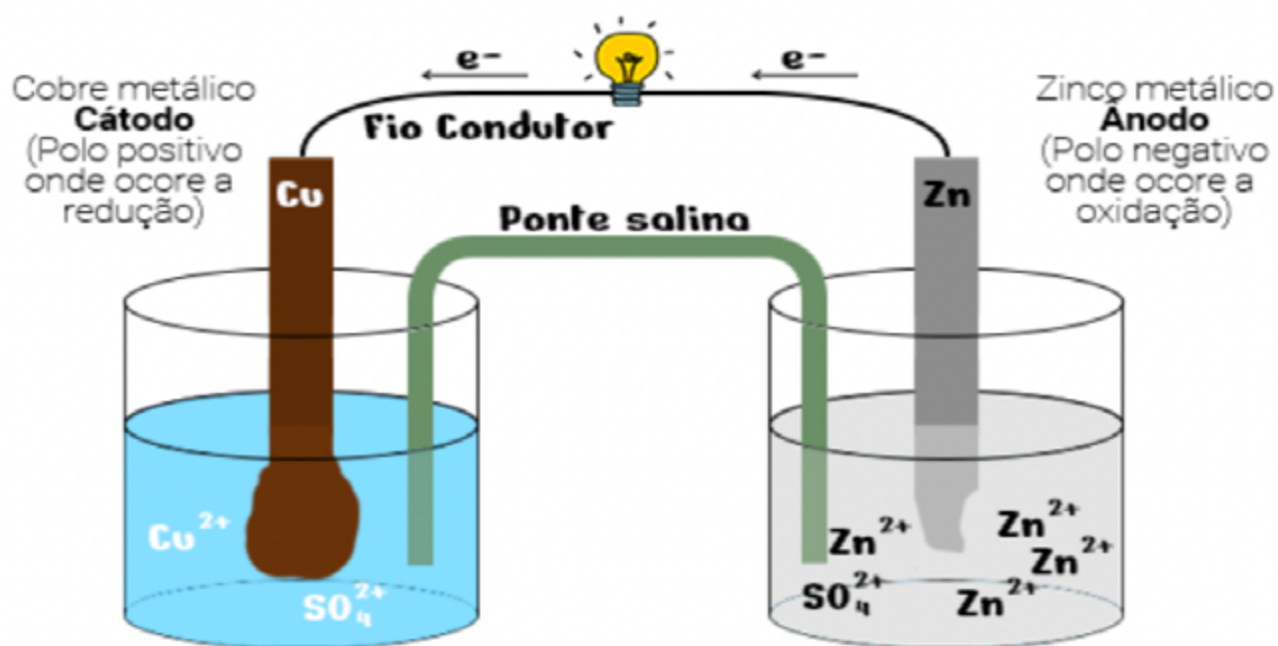
1. Eletroquímica

Caiu duas vezes no Enem 2017, duas vezes no Enem 2018, duas vezes no Enem 2019 e uma vez no Enem 2021

Eletroquímica é o ramo da química que irá estudar a conversão da energia química em elétrica ou a elétrica sendo convertida em química. Esses processos ocorrem por meio de reações de oxirredução. Onde uma espécie vai sofrer oxidação (perde elétrons) e outra espécie iria sofrer redução (ganhar elétrons). A primeira conversão será chamada de pilha (energia química \rightarrow energia elétrica) e o processo inverso de eletrólise (energia elétrica \rightarrow energia química). Vamos ver esses dois processos!!!

Pilha

Trata-se de uma reação espontânea de oxirredução ($\Delta G < 0$), em que a energia química se converte em energia elétrica. Cada espécie possui um potencial de redução (E_{red}), que é sua tendência em ganhar elétrons (reduzir) e um potencial de oxidação (E_{oxi}), que é sua tendência em perder elétrons (oxidar). Para uma mesma espécie, os valores dos potenciais de oxidação e redução são os mesmos, mas com sinais invertidos. O cobre, por exemplo, tem $E_{red} = +0,34 \text{ V}$ e $E_{oxi} = -0,34 \text{ V}$. O mais comum é trabalhar com os potenciais de redução.



Disponível em: <https://vaquimica.com.br/pilha-de-daniell/>

Nas pilhas a espécie que possui maior potencial de redução sofre redução, enquanto a que possui menor potencial de redução sofre oxidação. A reação de redução ocorre no cátodo, que é o polo positivo, enquanto a reação de oxidação ocorre no ânodo, polo negativo, e o fluxo de elétrons é do ânodo para o cátodo.

A diferença de potencial da pilha (ddp ou ΔE) pode ser calculada por: $\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{red}} (\text{cátodo}) - E^\circ_{\text{red}} (\text{ânodo})$

Se liga no exemplo! A pilha de Daniell é formada por um eletrodo de cobre imerso em uma solução contendo íons Cu^{+2} e um eletrodo de zinco imerso em uma solução contendo íons Zn^{+2} . Esses dois sistemas estão conectados por um fio e por uma ponte salina.

Dados:

$E^\circ_{\text{red}} \text{Zn} = -0,76 \text{ V};$

$E^\circ_{\text{red}} \text{Cu} = +0,34 \text{ V}.$

Pelos potenciais de redução, sabemos que o cobre sofre redução ($\uparrow E^\circ_{\text{red}}$) e o zinco sofre oxidação ($\downarrow E^\circ_{\text{red}}$).

ATENÇÃO!!!

Na pilha, sempre que apresentar o maior potencial de redução irá sofrer a redução. E que apresentar o menor será obrigado a oxidar. Portanto, nós iremos inverter essa reação e alterar o sinal do valor do potencial.

Logo:

Semirreação catódica: $\text{Cu}^{+2} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ $E^\circ_{\text{red Cu}} = +0,34 \text{ V}$

Semirreação anódica: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{+2} + 2 \text{e}^-$ $E^\circ_{\text{red Zn}} = -0,76 \text{ V}$

Reação global: $\text{Cu}^{+2} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{+2}$ $\Delta E = +0,34 - (-0,76) = +1,10 \text{ V}$

Química

Observação: Ao final do processo, o eletrodo de zinco terá sua massa diminuída pois, durante a reação, sofreu corrosão (oxidação). Já o eletrodo de cobre terá sua massa aumentada, pois houve formação de cobre metálico durante a redução.

Ponte Salina

A ponte salina terá a função de fechar o circuito e a de balancear as cargas durante o processo. Esta irá apresentar em sua composição algum sal. Esse sal será responsável por enviar cátions e ânion para diferentes cubas da pilha.

Olhando para o exemplo da pilha de Daniell, na cuba com o eletrodo de Cobre, o cátion de Cu^{2+} que está na solução irá reduzir a cobre sólido (Cu(s)). Portanto, a quantidade de cargas positivas na solução irá diminuir. Para que haja um equilíbrio dessas cargas, a ponte salina irá mandar cátion que estavam ali presentes, para mandar a carga balanceada com o ânion SO_4^{2-} visto na imagem do exemplo.

Já na cuba com o eletrodo de zinco, o zinco metálico sofre oxidação indo a Zn^{2+} . Sendo assim, haverá um aumento dessas cargas positivas, então a ponte salina manda ânion do sal para compensar esse aumento que irá ocorrer de Zn^{2+} .



Disponível em: <https://marinaimperial.com.br/anodo-de-sacrificio/>

Metal de sacrifício

O Metal de sacrifício é utilizado para proteger um outro metal da corrosão (oxidação). Por isso, o metal de sacrifício deve apresentar menor potencial de redução (ou seja, maior potencial de oxidação) e assim se oxidar no lugar do metal protegido, impedindo-o de ser corroído.

Um exemplo seria algumas chapas de magnésio e/ou zinco que é adicionada ao casco dos navios para protegê-lo. Olhando para os potenciais de redução do zinco, magnésio e ferro, temos:

$$E^{\circ}_{\text{red Zn}} = - 0,76 \text{ V}; E^{\circ}_{\text{red Mg}} = - 2,37 \text{ V } E^{\circ}_{\text{red Fe}} = - 0,44 \text{ V}$$

Repare que tanto o potencial de redução do Mg e Zn são menores que o do Fe. Portanto, na presença de Zn ou Mg, estes irão sofrer oxidação no lugar do ferro. Pois quanto menor o potencial de redução, maior o potencial de oxidação, sendo assim, maior a tendência em sofrer oxidação. Atuando assim, como bons metais de sacrifício. Isso na área naval, é uma técnica que protege o casco do navio e economiza muito dinheiro com possíveis manutenções no casco.

Eletrólise

Trata-se de uma reação não espontânea de oxirredução ($\Delta G < 0$), em que a passagem de corrente elétrica por um líquido contendo íons leva a reações de redução e oxidação. Nesse processo ocorre a descarga dos íons, logo, o cátion recebe elétrons e o ânion perde elétrons, ambos adquirindo ao final carga igual a zero.

Assim como na pilha, os elétrons fluem do **ânodo**, onde ocorre a oxidação (perda de elétrons) para o **cátodo**, onde ocorre a redução (ganho de elétrons). No entanto, na eletrólise há uma inversão nos pólos desses eletrodos:

o catodo é o polo negativo, enquanto o ânodo é o polo positivo. Como o catodo é o pólo negativo da eletrólise, irá atrair os íons positivos (cátions) que sofrerão redução, enquanto o ânodo, polo positivo, irá atrair os íons negativos (ânions) que sofrerão oxidação. Para um composto iônico genérico XY, o processo pode ser representado simplificadaamente por:

Semirreação catódica: $X^+ + e^- \rightarrow X$

(produto final é o X descarregado, pois seu NOX é zero)

Semirreação anódica: $Y^- + e^- \rightarrow Y$

(produto final é o Y descarregado, pois seu NOX é zero)

DICA!!!

Tente buscar sempre uma descarga do cátion e do ânion. Ou seja, fazer com que eles oxidem ou reduzam para que o seu NOX seja igual a zero. A descarga do cátion tem a ver com redução, portanto, irá ocorrer no cátodo. Já a descarga do ânion irá ocorrer no ânodo por meio de uma oxidação.

Eletrólise ígnea

A eletrólise ígnea utiliza compostos iônicos e ocorre a elevadas temperaturas, por conta dos altos pontos de fusão e ebulição dos compostos iônicos. Essa reação envolve basicamente três etapas: dissociação do composto iônico, semirreação catódica e semirreação anódica.

Se liga no exemplo!

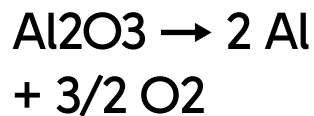
Eletrólise ígnea do NaCl

Dissociação: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Cátodo: $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$

Ânodo: $\text{Cl}^- \rightarrow \frac{1}{2} \text{Cl}_2 + \text{e}^-$

Reação global:



Reação global: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} + \frac{1}{2} \text{Cl}_2$

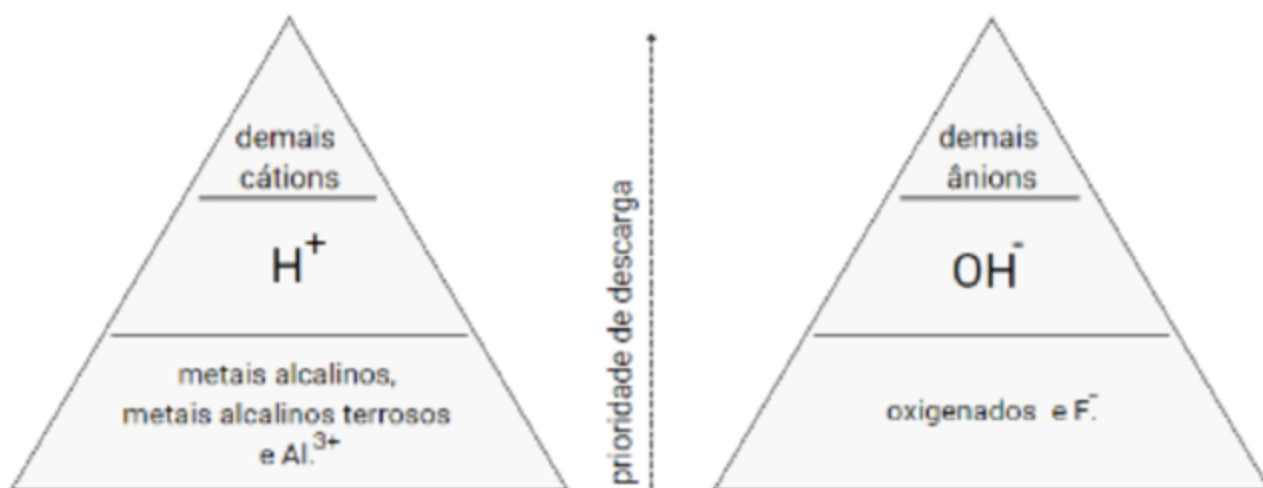
Se liga no exemplo!

Eletrólise ígnea do Al_2O_3

Dissociação: $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \text{Al}^{+3} + 3 \text{O}^{2-}$

Cátodo: $2 \text{Al}^{+3} + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Al}$

Ânodo: $3 \text{O}^{2-} \rightarrow \frac{3}{2} \text{O}_2 + 6 \text{e}^-$



Pirâmide da ordem de descarga de cátions e ânions.

Eletrólise aquosa

Na eletrólise aquosa, além dos íons do eletrólito, existem os íons H^+ e OH^- provenientes da autoionização da água. Por conta disso, nem todos os íons irão sofrer redução ou oxidação, sendo necessário **analisar a prioridade de descarga** para saber os íons reagirão no cátodo e no ânodo:

Como o cátion da água é sempre o H^+ , é possível afirmar que os **grupos 1 e 2 e o Al^{+3} não sofrem descarga em água**. Já em relação ao ânion, cujo da água é sempre o OH^- , podemos dizer que os ânions oxigenados e o F^- não reagem em água.

As etapas que descrevem a reação de eletrólise aquosa são basicamente 4: dissociação do eletrólito, ionização da água, semirreação catódica e semirreação anódica.

Se liga no exemplo!

Eletrólise aquosa do NaCl

Dissociação: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Ionização: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Cátodo: $\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2$

ânodo: $\text{Cl}^- \rightarrow \frac{1}{2} \text{Cl}_2 + \text{e}^-$

Global: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{Cl}_2 + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Se liga no exemplo!

Eletrólise aquosa AgNO_3

Dissociação: $2 \text{AgNO}_3 \rightarrow 2 \text{Ag}^+ + 2 \text{NO}_3^-$

Ionização: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}^+ + 2 \text{OH}^-$

Cátodo: $2 \text{Ag}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Ag}$

Ânodo: $2 \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{e}^-$

Global: $2 \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Ag} + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{NO}_3^-$

É possível calcular a massa depositada no cátodo durante a eletrólise? A resposta é **SIM**. E jamais esqueça, o depósito de um metal irá ocorrer no cátodo, local onde ocorre a redução. Sendo assim, para revestir um metal, este deverá ser colocado no cátodo.

Fórmula usada para calcular a massa depositada: $Q = i \cdot t$
 Q = Carga em Coulomb (C); i = Corrente em amperes (A); t = Segundos (s).

Normalmente as questões irão trazer esses dados. Muita das vezes nós iremos calcular o Q e aplicar na semirreação de redução por regra de três. Veja o exemplo com a redução do cobre: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$

A partir dessa semirreação é possível relacionar a massa de Cu(s) depositada com a quantidade de elétrons que foi usada durante o processo: 2 mol de e^- ----- 1 mol de Cu(s)

OBS: 1 mol de elétrons vale 96500C e 1 mol de Cu vale 63,5 g/mol.

Sendo assim, temos:

$$\begin{array}{ccc} 2 \cdot 96500 \text{ C} & \text{-----} & 63,5 \text{ g de Cu(s)} \\ Q & \text{-----} & X \end{array}$$

Onde esse Q será calculado muita das vezes pela fórmula: $Q = i \cdot t$

2. Propriedades dos compostos orgânicos

Caiu uma vez no Enem 2017, uma vez no Enem 2018, uma vez no Enem 2019, uma vez no Enem 2020 e uma vez no Enem 2021

Ligações intermoleculares

As ligações intermoleculares são as diferentes formas de interação entre estruturas moleculares, que são aquelas formadas por ligações covalentes.

Dipolo induzido

Também conhecida como força de Van der Waals ou forças de London, essa ligação ocorre entre moléculas apolares. Por não terem polos, as **moléculas apolares** interagem por pólos induzidos, que são fracos e, por isso, a ligação do tipo dipolo induzido também é fraca.

Dipolo permanente

Também conhecida como dipolo-dipolo, esse tipo de interação ocorre em moléculas **polares**, ou seja, em estruturas em que temos a formação de polos positivos e negativos. Por serem polos permanentes, essa interação é mais intensa que a interação dipolo-induzido.

Ligação de hidrogênio

Trata-se de um caso especial de dipolo permanente, pois são muito mais intensas, por envolver polos mais intensos formados por elementos que levam a uma grande polarização. As moléculas que realizam ligação de hidrogênio são polares e apresentam ligações covalentes do tipo **H–F, H–O ou H–N (conhecido como H–FON)**. Entre moléculas diferentes, é necessário que **uma delas tenha H–F, H–O ou H–N e a outra molécula tenha F, O ou N**.

Ligação Íon-dipolo

Ligação que ocorre entre um íon (composto iônico, formado por metal e ametal) e uma molécula polar. É uma atração ainda mais intensa que as anteriores.

Ligações intermoleculares e a temperatura de ebulição das substâncias

Podemos dizer que quanto maior a intensidade da ligação intermolecular, maior os pontos de fusão e ebulição das substâncias. Além disso, a ligação iônica (ligação interatômica entre metal e ametal) é fortíssima, apresentando pontos de fusão e ebulição superiores aos das moléculas. Resumindo as forças das ligações, temos: Dipolo induzido < **dipolo permanente** < **ligação de hidrogênio** < **íon-dipolo** < **ligação iônica**

- **1ª análise:** força das ligações
- **2ª análise:** caso as moléculas realizem o mesmo tipo de ligação intermolecular, deve-se analisar a massa molar. Quanto maior a massa molar, maior os pontos de fusão e ebulição. Em química orgânica, o aumento da massa molar está ligado ao aumento da cadeia.
- **3ª análise:** caso as moléculas tenham a mesma massa molar (isômeros), deve-se analisar as ramificações. Quanto maior o número de ramificações, menor são os pontos de fusão e ebulição.

Ligações intermoleculares e a solubilidade

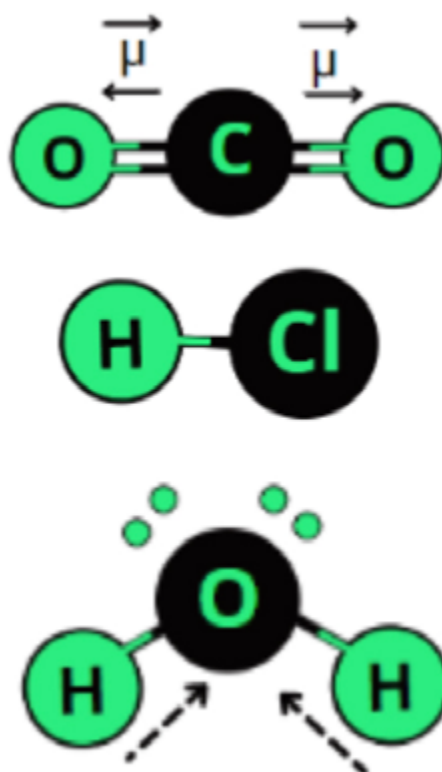
Para reconhecer se as substâncias são solúveis ou insolúveis entre si, devemos lembrar que semelhante dissolve semelhante. Logo:

Moléculas apolares dissolvem moléculas apolares
(lipofilia): interações do tipo dipolo induzido.

Moléculas polares dissolvem moléculas polares
(hidrofilia): interações do tipo dipolo permanente ou ligação de hidrogênio.

Moléculas polares dissolvem compostos iônicos
(hidrofilia): interações do tipo íon-dipolo.

Obs: A solubilidade em água aumenta com o aumento da força da ligação (dipolo permanente < ligação de hidrogênio < íon-dipolo).



Veja o exemplo do CO_2 :

O CO_2 é uma molécula de geometria linear. Onde a ligação entre o carbono e o oxigênio forma um vetor que aponta para o oxigênio. Entretanto, como esses vetores estão para lados opostos, eles irão se anular. Resultando em uma molécula apolar. Portanto sua interação intermolecular é a mais fraca: Dipolo Induzido.

Veja o exemplo do HCl :

O HCl apresenta uma geometria linear. Porém o vetor formado entre o H e o Cl não irá se anular. Sendo assim, a molécula é polar. Como não apresenta a ligação H-FON, a interação intermolecular será: Dipolo-Dipolo

Veja o exemplo do H_2O :

No H_2O a geometria é angular. Há a formação de um vetor que aponta para o oxigênio na sua ligação com o hidrogênio. Repare na imagem que esses vetores não apresentam sentidos opostos, portanto, eles não irão se anular. Sendo assim, temos uma molécula polar. Com a presença da ligação H-FON, a interação intermolecular será: Ligação de Hidrogênio.

Polaridade dos compostos orgânicos

Para analisar a polaridade dos compostos orgânicos e identificar o tipo de ligação intermolecular existente entre suas moléculas é necessário lembrar que **moléculas simétricas são apolares e moléculas assimétricas são polares. Por conta disso, os hidrocarbonetos (moléculas formadas somente por carbono e hidrogênio)**

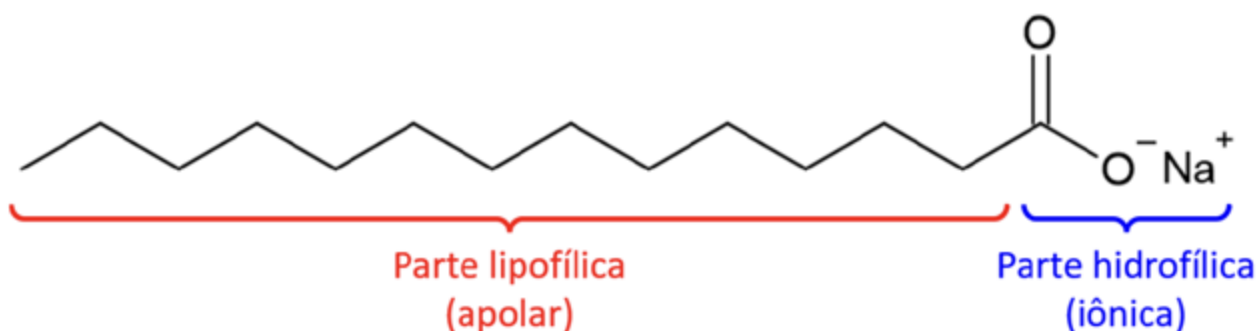
são apolares e os grupos funcionais das demais funções, formados principalmente por oxigênio, nitrogênio e halogênios (grupo 17) são polares, por conta da presença de elementos de alta eletronegatividade.

Baseando-se nessa comparação, podemos comparar a polaridade das moléculas orgânicas levando em conta que:

- Quanto maior a cadeia carbônica (parte formada por carbono e hidrogênio), menor a polaridade.
- Quanto maior a quantidade de elementos de alta eletronegatividade (como oxigênio, nitrogênio e halogênio), maior a polaridade.

Observação: existem compostos orgânicos conhecidos como **anfifílicos**, que possuem tanto caráter polar quanto caráter apolar, ou seja, elas se solubilizam em compostos polares e apolares. Um ótimo exemplo dessas moléculas são os sabões e os detergentes, que também são chamados de tensoativos, por diminuírem a tensão superficial.

Se liga no exemplo! Estrutura do sabão (sal carboxilato).



Os vírus são organismos com características de seres vivos e de matéria bruta, e por terem uma classificação incerta não possuem nenhum Reino. Os vírus são seres acelulares (isto é, sem células),

3. Soluções

Caiu uma vez no Enem 2018, uma vez no Enem 2019, uma vez no Enem 2020 e uma vez no Enem 2021

Unidades de concentração

As unidades de concentração indicam a quantidade de soluto em determinado volume de solução. Nas fórmulas abaixo, padronizou-se que o índice 1 vai indicar soluto; o índice 2 indica solvente; e, quando não aparece índice, significa solução.

Concentração comum (C) ou concentração em g/L

A concentração comum (C) indica a massa, em gramas, de soluto existente em um litro de solução.

$$C = \frac{\text{Massa do soluto (gramas)}}{\text{Volume da solução (litros)}} \Rightarrow \frac{m_1}{V}$$

Se liga no exemplo! Qual a concentração comum de uma solução preparada com 20 gramas de NaCl em 400 mL de solução?

$$C = \frac{m_1}{V} = \frac{20}{0,4} = 50 \text{ g/L NaCl}$$

Concentração molar, concentração em mol/L ou molaridade (M)

A concentração molar (M) da solução é a quantidade, em mol, do soluto existente em um litro de solução.

Matematicamente, a concentração molar é expressa por:

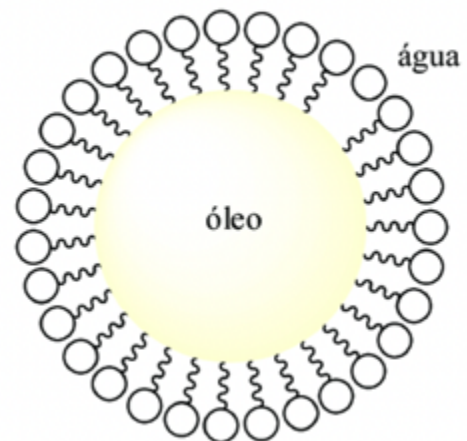
$$M = \frac{\text{Quantidade de soluto (mol)}}{\text{Volume da solução (L)}} \text{ ou } M = \frac{n_1}{V}$$

Em que o número de mol (n) pode ser encontrado pela expressão:

$$n = \frac{\text{Massa do soluto (g)}}{\text{Massa molar do soluto (g/mol)}} \text{ ou } n = \frac{m_1}{MM_1}$$

Sendo assim podemos concluir que:

$$M = \frac{m_1}{MM_1 \cdot V}$$



Se liga no exemplo!

Calcule a molaridade de uma solução preparada com 149 gramas de KI em 500 mL de solução, sabendo que a massa molar de KI é igual a 74,5 g/mol.

$$M = \frac{m_1}{MM_1 \cdot V} = \frac{149}{74,5 \cdot 0,5} = 4 \text{ mol/L}$$

Porcentagem (%m/m, %v/v e %m/v)

A porcentagem é a razão entre a quantidade de soluto (em g ou mL) em 100 (g ou mL) de solução.

Porcentagem em massa (%m/m)

A porcentagem em massa (%m/m) é a razão entre a massa do soluto, em gramas, e a massa da solução, em gramas, multiplicado por 100:

$$\% m/m = \frac{\text{Massa de soluto}}{\text{Massa da solução}} \times 100$$

Porcentagem em volume (%v/v)

A porcentagem em volume (%v/v) é utilizada quando o soluto e o solvente são líquidos. De maneira análoga à porcentagem em massa, é a razão entre o volume do soluto, em mL, e o volume da solução, em mL, multiplicado por 100:

$$\% v/v = \frac{\text{Volume de soluto}}{\text{Volume de solução}} \times 100$$

Porcentagem em massa/volume (%m/v)

A porcentagem em massa/volume (%m/v) é a razão entre a massa do soluto, em gramas, e o volume da solução, em mL, multiplicado por 100:

$$\% m/v = \frac{\text{Massa de soluto (g)}}{\text{Volume de solução (mL)}} \times 100$$

Relação entre unidades (molaridade, densidade, porcentagem e massa molar)

Para converter uma unidade de concentração em outra, utiliza-se a fórmula: $C = M \cdot MM = 10 \cdot \% \cdot d$

Em que:

C = concentração comum (g/L)

% = porcentagem em massa

M = concentração molar (mol/L)

d = densidade (g/mL)

MM = massa molar do soluto (g/mol)

Diluição

Na diluição é adicionado solvente a solução. Com isso, o volume da solução aumenta e a concentração diminui. Para calcular a concentração da solução após a diluição, devemos utilizar a fórmula:

Concentração inicial · Volume inicial = Concentração final · Volume final → $C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$

Obs: Para utilizar essa fórmula, é necessário somente que as unidades de concentração inicial e final sejam iguais e que as unidades de volume inicial e final sejam iguais.

Titulação

Quando se precisa saber a concentração de alguma solução, costuma-se usar uma técnica de **análise volumétrica** chamada titulação. Esse método consiste em colocar para reagir uma solução da qual se sabe a concentração, que é denominada de **titulante**, com uma solução da qual não se sabe a concentração, que é denominada de **titulado**. Essa técnica está baseada na mistura de soluções quando os solutos **estão** em proporção estequiométrica. Para isso, devemos usar a fórmula:

$$X_{\text{ácido}} \cdot M_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = X_{\text{base}} \cdot M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

Em que:

$X_{\text{ácido}}$ = nº de H^+ presentes na fórmula do ácido.	X_{base} = nº de OH^- presentes na fórmula da base.
$M_{\text{ácido}}$ = molaridade do ácido (mol/L)	M_{base} = molaridade da base (mol/L)
$V_{\text{ácido}}$ = volume do ácido	V_{base} = volume da base

4. Estequiometria

Caiu uma vez no Enem 2017, uma vez no Enem 2018, uma vez no Enem 2020 e uma vez no Enem 2021.

Coeficientes estequiométricos

Na Estequiometria estudamos as relações numéricas nas reações químicas. Para realizar a estequiometria é necessário conhecer a proporção em que as substâncias reagem, e essa informação está indicada pelos coeficientes estequiométricos presentes na equação química.

Por isso, nos cálculos estequiométricos, é imprescindível uma **equação química devidamente balanceada**.

Relações estequiométricas envolvendo casos simples

Relação envolvendo massa: calcule a massa de amônia (NH₃) obtida a partir de 3,5 g de nitrogênio gasoso(N₂) (massas atômicas: N = 14; H = 1).



Massa molar de N₂ = 2(14) = 28 g

Massa molar de NH₃ = 14 + 3(1) = 17 g

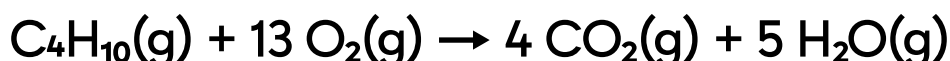
1 mol N₂ _____ 2 mol NH₃

1 × 28 g _____ 2 × 17 g

3,5 g _____ X

X = 4,25 g de NH₃

Relação envolvendo massa e volume: calcule o volume de gás carbônico obtido, nas condições normais de pressão e temperatura, utilizando de 290 g de gás butano (massas atômicas: C = 12; O = 16; H = 1).



Lembrando que 1 mol de qualquer gás nas CNTP (condições normais de temperatura e pressão) ocupa um volume de 22,4 L.

Massa molar C₄H₁₀: 4(12) + 10(1) = 58 g

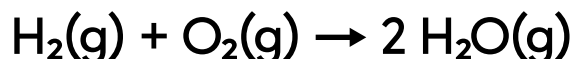
1 mol C₄H₁₀ _____ 4 mol CO₂

1 × 58 g _____ 4 × 22,4 L

290 g _____ X

X = 448 L de CO₂ (Nas CNTP)

Relação envolvendo massa e a mol: quantos mols de gás oxigênio são necessários para produzir 0,45 gramas de água? (Massas atômicas: H = 1; O = 16)



Massa molar $\text{H}_2\text{O} = 2(1) + 16 = 18 \text{ g}$

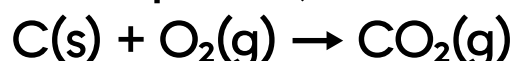
1 mol O_2 _____ 2 mol H_2O

1 mol _____ $2 \times 18 \text{ g}$

X _____ 0,45 g

$X = 0,0125 \text{ mol de } \text{O}_2 \text{ ou } 1,25 \times 10^{-2} \text{ mol de } \text{O}_2$

Relação envolvendo massa a nº de partículas: quantas moléculas de gás carbônico podem ser obtidas pela queima completa de 4,8 g de carbono puro? (Massa atômica: C = 12)



1 mol C _____ 1 mol CO_2

$1 \times 12 \text{ g}$ _____ $1 \times (6 \times 10^{23})$ moléculas CO_2

4,8 g _____ X

$X = 2,4 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2

Grau de pureza

Em alguns casos, na estequiometria, os reagentes da reação apresentam em sua composição impurezas, principalmente em reações industriais, ou porque são mais baratos ou porque já são encontrados na natureza acompanhados de impurezas (o que ocorre, por exemplo, com os minérios). Para os cálculos, podemos considerar que:

Reagente total _____ 100%

Reagente puro _____ Pureza%

Se liga no exemplo! Uma amostra de calcita, contendo 80% de carbonato de cálcio, sofre decomposição quando submetida a aquecimento, segundo a equação abaixo. Qual a massa de óxido de cálcio obtida a partir da queima de 800 g de calcita?



Sabendo que a calcita contém apenas 80% de CaCO_3 . Temos, então, o seguinte cálculo de porcentagem:

800 g de calcita _____ 100%

x_1 _____ 80% (de grau de pureza)

$x_1 = 640$ g de CaCO_3 puro

Massa molar CaCO_3 : $40 + 12 + 3(16) = 100$ g

Massa molar $\text{CaO} = 40 + 16 = 56$ g

1 mol CaCO_3 ____ 1 mol CaO

1×100 g _____ 1×56 g

640 g _____ x_2

$x_2 = 358,4$ g de CaO

Rendimento das reações

Em algumas reações, a quantidade de produto obtido é menor do que a quantidade teoricamente esperada. Isso significa que não há rendimento total (igual a 100%) porque a massa total dos reagentes não é completamente convertida em produto. Para os cálculos, podemos considerar que:

Produto teórico _____ 100%

Produto real _____ Rendimento%

Se liga no exemplo! Reagindo completamente 16 g de gás oxigênio (O₂) obtivemos 14,4 g de água (H₂O). Sabendo que as massas molares de H₂, O₂ e H₂O correspondem, respectivamente a 2 g/mol, 32 g/mol; e 18 g/mol, calcule o rendimento da reação.



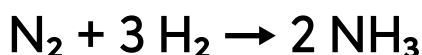
Massa molar O₂: 2(16) = 32 g;

Massa molar H₂O: 2(1) + 16 = 18 g

1 mol O ₂ _____	2 mol	18 g _____	100%
H ₂ O		14,4 g _____	
1 × 32 g _____	2 × 18 g	Rendimento%	
16 g _____	X	Rendimento = 80%	

X = 18 g H₂O (produto teórico)

Se liga no exemplo! Para a reação de síntese da amônia, qual o volume de amônia produzida a partir de 5 mols de N₂, nas CNTP, admitindo rendimento de 60%?



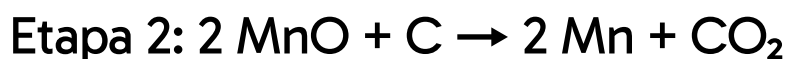
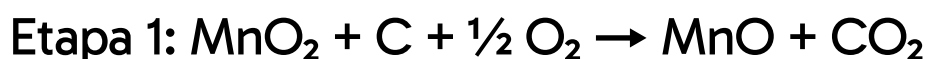
1 mol N ₂ _____	2 mol	224 L _____	100%
NH ₃		x ₂ _____	60%
1 mol _____	2 ×	x ₂ = 134,4 L NH ₃	
22,4 L			
5 mol _____	x ₁		

x₁ = 224 L NH₃ (produto teórico)

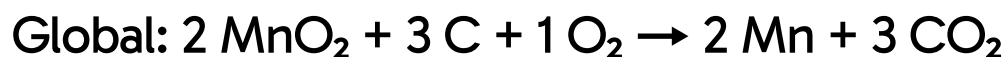
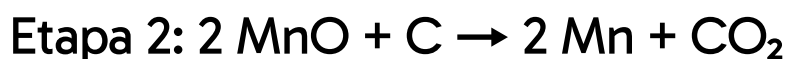
Reações consecutivas

Reações consecutivas são aquelas que ocorrem em sequência. Nesse caso, observa-se que sempre há uma substância produzida na primeira etapa, que é consumida na segunda. É necessário igualar a quantidade dessa substância na primeira e na segunda equação, para que somando as etapas seja encontrada a equação global. Após encontrar a equação global é possível realizar a estequiometria simples, pois agora as substâncias estarão em uma mesma equação, o que permite observar a proporção entre elas.

Se liga no exemplo!



Igualando a substância produzida na etapa 1 e consumida na etapa 2 (MnO):



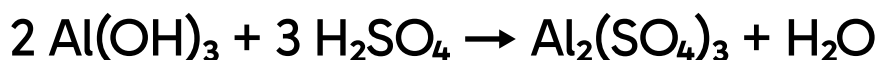
Reagente limitante e reagente em excesso

Dizemos que o **reagente em excesso** é aquele que está em **uma quantidade estequiométrica superior à dos demais reagentes**. Em outras palavras, é chamado de reagente em excesso porque não é totalmente consumido na reação.

Isso porque a quantidade de outros reagentes presentes na reação não é suficiente para consumi-lo totalmente. O outro reagente, que está em menor quantidade, recebe o nome de reagente limitante. Esse reagente está em **proporção estequiométrica insuficiente**. Ele é o reagente que será **inteiramente consumido** se o rendimento da reação for máximo.

Atenção! O que está em excesso nem sempre é o que está em maior quantidade. Por isso, para perceber qual reagente está em excesso e qual é o limitante, é necessário relacioná-los e analisar os dados encontrados.

Se liga no exemplo! Na reação a seguir, foram misturados 15,6 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$ com 14,7 g de H_2SO_4 . Qual a massa, em grama, de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ formado? **Dado:** massas molares (g/mol): $\text{Al}(\text{OH})_3 = 78$; $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98$; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342$.



1ª etapa: Relacionar os reagentes.

$2 \times 78 \text{ g Al}(\text{OH})_3$ _____ $3 \times 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4$
 $15,6 \text{ g}$ _____ $\times 1$
 $x_1 = 29,4 \text{ g H}_2\text{SO}_4$

Logo, percebe-se que para reagir com todo o $\text{Al}(\text{OH})_3$ (15,6 g), são necessários 29,4 g de H_2SO_4 . Como a quantidade informada na questão é **menor** (14,7 g), o H_2SO_4 é o **limitante** e o $\text{Al}(\text{OH})_3$ está em excesso.

2ª etapa: Calcular o produto formado utilizando o limitante.



Gases fora das CNTP

Quando estamos com um gás numa temperatura diferente de 0 °C e 1 atm, dizemos que ele está fora das CNTP (condições normais de temperatura e pressão). Sendo assim, precisaremos calcular o seu volume a partir da equação de Clapeyron:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Onde:

P = Pressão do gás (Unidade: atm)

n = Quantidade do gás (Unidade: mol)

V = Volume do gás (Unidade: L)

T = Temperatura (Unidade: K)

R = Constante universal dos gases perfeitos
($R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)

Atenção! O valor da constante universal dos gases (R) pode mudar caso as unidades utilizadas sejam diferentes das destacadas acima. Não se preocupe, pois o valor da constante é informado na prova, caso seja necessário utilizá-la. Os dois valores mais comuns para a constante são:

$$R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \text{ (pressão em atm)}$$

$$R = 62,36 \text{ L} \cdot \text{mmHg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \text{ (pressão em mmHg)}$$

Observação: o número de mol (n) pode ser calculado por $n = m/MM$. Logo, podemos substituir essa fórmula na equação de Clapeyron:

$$P \cdot V = mMM \cdot R \cdot T$$

Onde:

m = Massa do gás (Unidade: g)

MM = Massa molar do gás (Unidade: g ou g/mol)

Se liga no exemplo! Calcule o volume de hidrogênio necessário para produzir 85 g de NH_3 a 227°C e 4,1 atm.

Dados: massa molar $\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$; $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.



1ª etapa: calcular o número de mol de H_2 a partir da massa de NH_3 produzida.

$$3 \text{ mol H}_2 \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 2 \times 17 \text{ g NH}_3$$

$$x \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 85 \text{ g}$$

$$x = 7,5 \text{ mol H}_2$$

2ª etapa: calcular o volume de H_2

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \therefore 4,1 \cdot V = 7,5 \cdot 0,082 \cdot (227+273) \therefore V = 75 \text{ L H}_2$$

5. Reações Orgânicas

Caiu uma vez no Enem 2017, uma vez no Enem 2018 e duas vezes no Enem 2021.

Reação de substituição em ácidos carboxílicos e derivados

Esterificação

O processo de esterificação ocorre entre um **álcool** e um **ácido carboxílico**. Temos a reação da hidroxila (OH), presente na carboxila do ácido com hidrogênio (H) da hidroxila do álcool. Os produtos formados serão uma molécula de **éster** e uma molécula de **água**.

Se liga no exemplo!



Ácido propanóico

Etanol

Propanoato de etila

Uma das aplicações de ésteres muito cobrada em provas são os flavorizantes.

Flavorizantes são muito usados na indústria alimentícia para dar aroma e sabor nos alimentos.

Veja alguns exemplos:

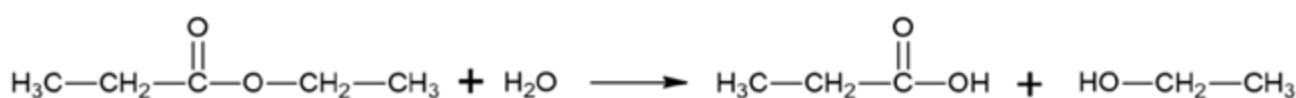
Nome	Sabor
Acetato de etila	Maçã
Acetato de isopentila	Banana
Butanoato de etila	Abacaxi
Butanonato de butila	Morango

Hidrólise

A reação de hidrólise é o inverso da esterificação.

Ou seja, nesse processo, **éster e água** reagem para formar **álcool e ácido carboxílico**.

Se liga no exemplo!



Propanoato de etila

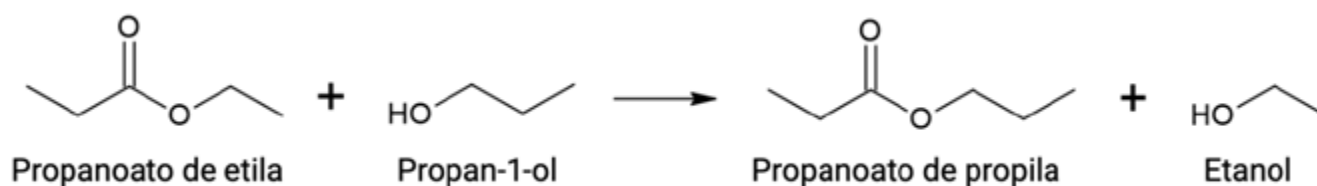
Ácido propanóico Etanol

Transesterificação

A transesterificação ocorre entre um álcool e um éster.

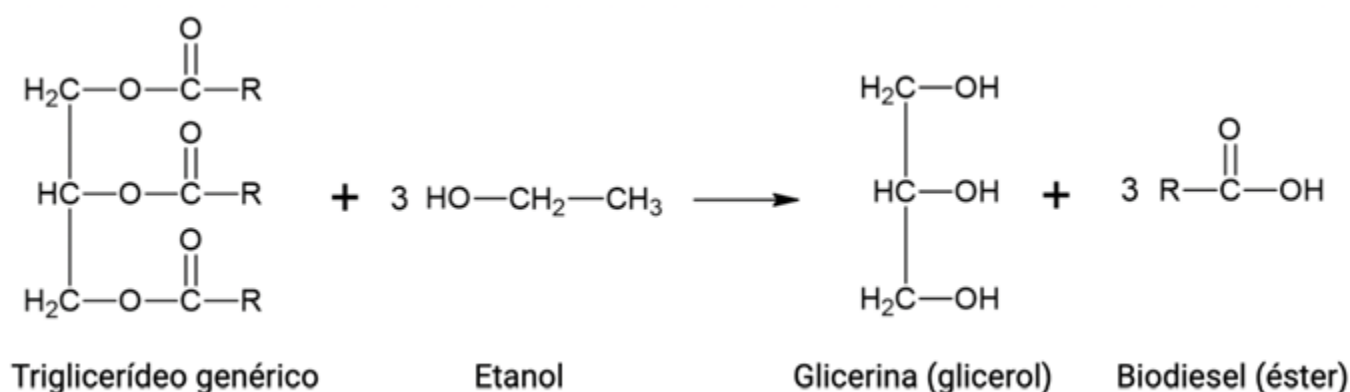
Nesse processo ocorre a reação do radical do álcool com o carboxilato do éster. São utilizados ácidos ou bases fortes como catalisadores e os produtos formados são um outro álcool e outro um éster.

Se liga no exemplo!



A transesterificação é utilizada na produção de biodiesel. Nesse processo, os triglicerídeos reagem com um álcool contendo 1 ou 2 carbonos, dando origem à glicerina (ou glicerol) e ao biodiesel.

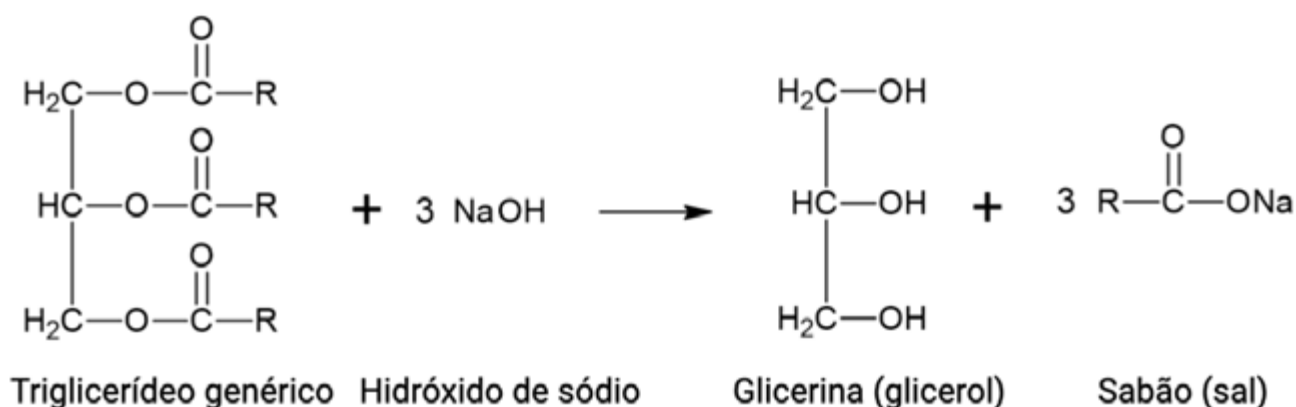
Se liga no exemplo!



Saponificação

A saponificação ocorre entre um **éster** e o **hidróxido de sódio (NaOH) ou de potássio (KOH)**. Há a reação do metal do hidróxido com o carboxilato do éster e da hidroxila do hidróxido com o radical ligado ao carboxilato. Esse processo é utilizado meio aquoso e tem como produtos formados são **um sal sódico/potássico de ácido carboxílico e um álcool**. A saponificação é a reação pelo qual se obtêm os sabões. Nesse processo, o éster utilizado é um triglicerídeo.

Se liga no exemplo!



Polímeros

Os polímeros (do grego poli, muitos; e meros, partes) são macromoléculas em cadeia formadas pela união de estruturas químicas repetidas, os monômeros.

Polímeros naturais e sintéticos

Os polímeros são frequentemente encontrados na natureza. São exemplos de polímeros naturais os polissacarídeos (polímeros de açúcares, como celulose e amido), cadeias polipeptídicas (cadeias de aminoácidos, como proteínas e enzimas) e ácidos nucleicos (cadeias de nucleotídeos). Entre os polímeros sintéticos, estão o polietileno, policloreto de vinila (PVC), polipropileno (PP), poliamida (náilon), etc.

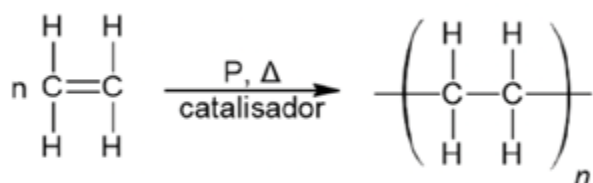
Polimerização por adição

Nas reações de polimerização por adição o monômero apresenta átomos de carbonos ligados por ligações duplas, que são parcialmente rompidas na polimerização.

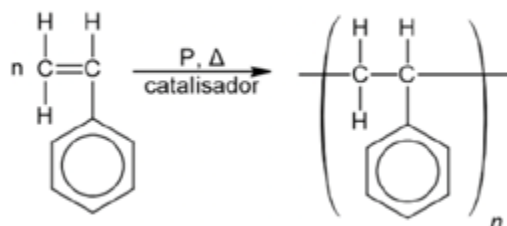
Ou seja, ocorre o rompimento da ligação pi para formação do polímero. Essa reação é feita sob condições controladas de temperatura e pressão e na presença de catalisadores.

Se liga no exemplo!

Formação do polietileno (PE)



Formação do poliestireno (PS)

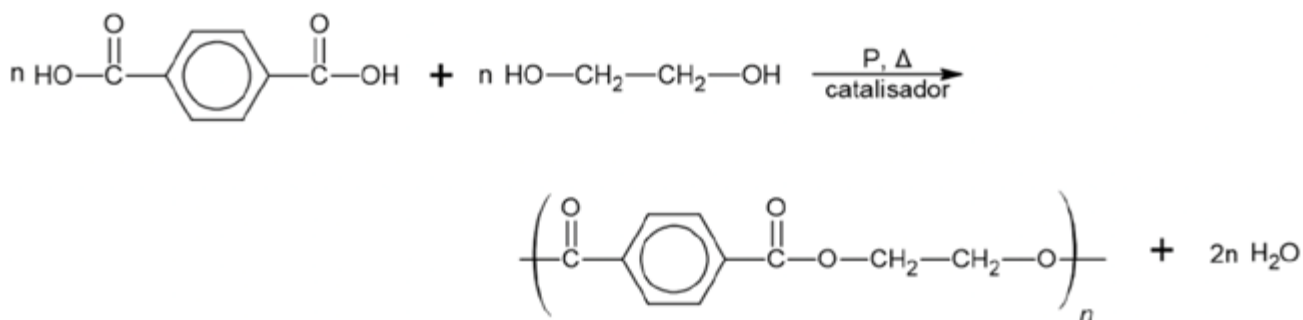


Polimerização por condensação

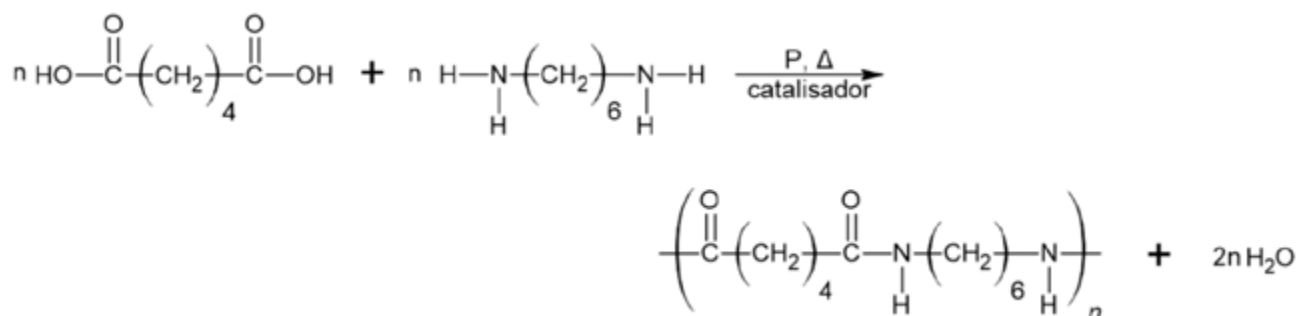
Nas reações de polimerização por condensação os monômeros, ao se ligarem, liberam uma pequena molécula (comumente H₂O). Os polímeros de condensação mais comuns são o poliéster e a poliamida. O poliéster é formado pela reação entre ácido carboxílico e álcool, formando éster e água, enquanto a poliamida é formada pela reação entre ácido carboxílico e amina, formando amido e água.

Se liga no exemplo!

Formação do poliéster politereftalato de etileno (PET).



Se liga no exemplo! Formação da poliamida nylon-66.



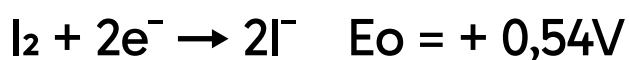
EXERCÍCIOS ENEM



1. (ENEM 2021) O quadro lista alguns dispositivos eletrônicos que estão presentes no dia a dia, bem como a faixa de força eletromotriz necessária ao seu funcionamento.

Considere que uma bateria é construída pela associação em série de três pilhas de lítio-íodo, nas condições-padrão, conforme as semi reações de redução apresentadas.

Dispositivo eletrônico		Faixa de força eletromotriz (V)
I	Relógio	1,2 a 1,5
II	Celular	3,5 a 3,8
III	Câmera digital	7,5 a 7,8
IV	Carrinho de controle remoto	10,5 a 10,9
V	Notebook/Laptop	19,5 a 20,0

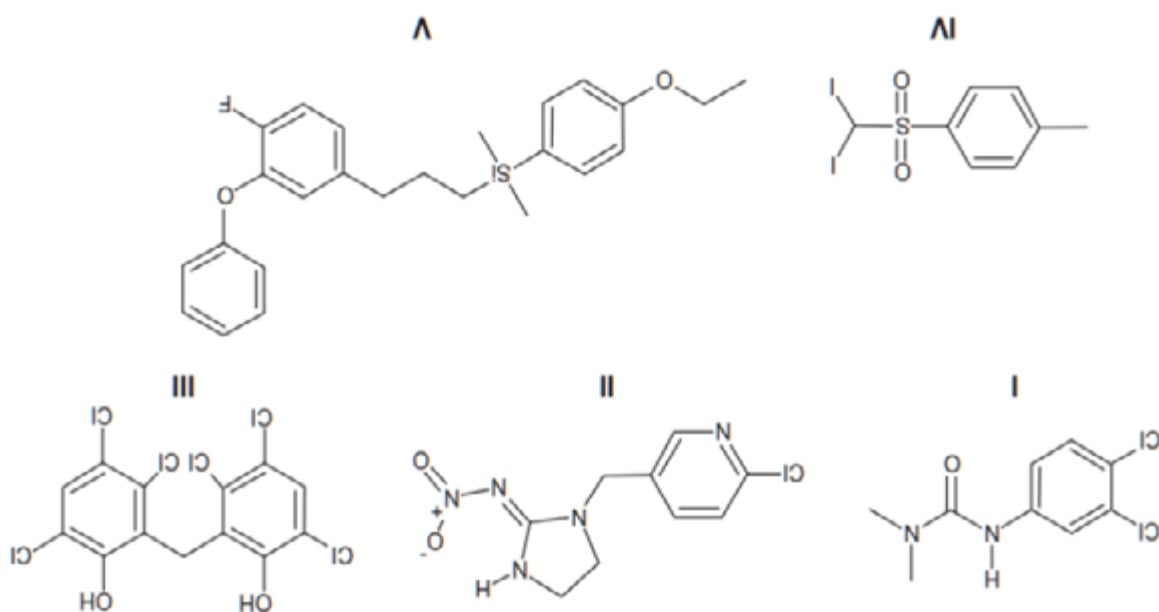


Essa bateria é adequada para o funcionamento de qual dispositivo eletrônico?

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



2. (ENEM 2021) As águas subterrâneas têm sido contaminadas pelo uso de pesticidas na agricultura. Entre as várias substâncias usualmente encontradas, algumas são apresentadas na figura. A distinção dessas substâncias pode ser feita por meio de uma análise química qualitativa, ou seja, determinando sua presença mediante a adição de um reagente específico. O hidróxido de sódio é capaz de identificar a presença de um desses pesticidas pela reação ácido-base de Brønsted-Lowry.



O teste positivo será observado com o pesticida

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



3. (ENEM 2019) Um dos parâmetros de controle de qualidade de polpas de frutas destinadas ao consumo como bebida é a acidez total expressa em ácido cítrico, que corresponde à massa dessa substância em 100 gramas de polpa de fruta. O ácido cítrico é uma molécula orgânica que apresenta três hidrogênios ionizáveis (ácido triprótico) e massa molar 192 g.mol^{-1} . O quadro indica o valor mínimo desse parâmetro de qualidade para polpas comerciais de algumas frutas.

Polpa de fruta	Valor mínimo de acidez total expressa em ácido cítrico (g/100g)
Acerola	0,8
Caju	0,3
Cupuaçu	1,5
Graviola	0,6
Maracujá	2,5

A acidez total expressa em ácido cítrico de uma amostra comercial de polpa de fruta foi determinada.

No procedimento, adicionou-se água destilada a 2,2 g da amostra e, após a solubilização do ácido cítrico, o sólido remanescente foi filtrado.

A solução obtida foi titulada com solução de hidróxido de sódio $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$, em que se consumiram 24 mL da solução básica (titulante). BRASIL. Ministério da Agricultura e do Abastecimento.

Instrução normativa n. 1, de 7 de janeiro de 2000. Disponível em: www.agricultura.gov.br.

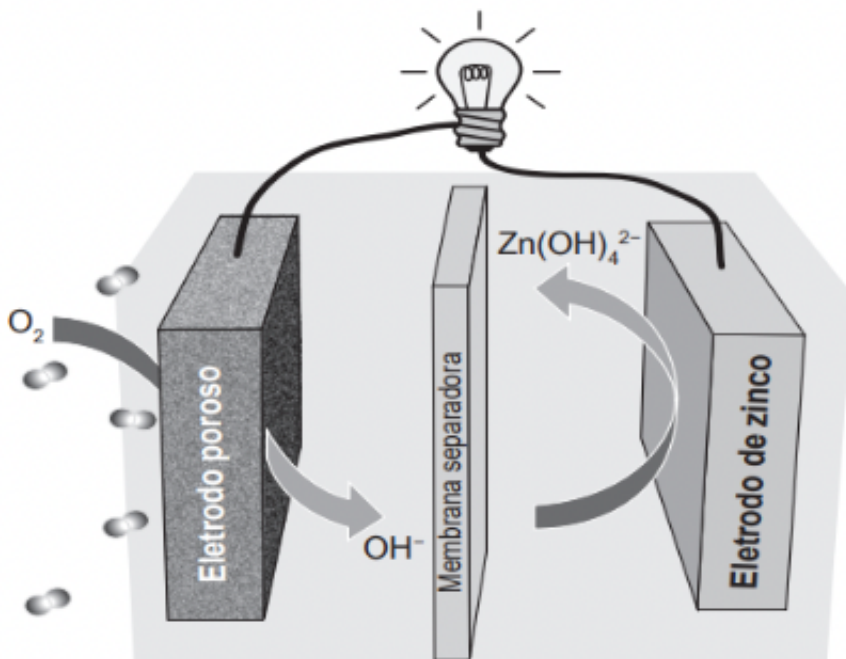
Acesso em: 9 maio 2019 (adaptado).

Entre as listadas, a amostra analisada pode ser de qual polpa de fruta?

- a) Apenas caju.
- b) Apenas maracujá.
- c) Caju ou graviola.
- d) Acerola ou cupuaçu.
- e) Cupuaçu ou graviola



4. (ENEM 2019) Grupos de pesquisa em todo o mundo vêm buscando soluções inovadoras, visando a produção de dispositivos para a geração de energia elétrica. Dentre eles, pode-se destacar as baterias de zinco-ar, que combinam o oxigênio atmosférico e o metal zinco em um eletrólito aquoso de caráter alcalino. O esquema de funcionamento da bateria zinco-ar está apresentado na figura.



LI, Y.; DAI, H. Recent Advances in Zinc–Air Batteries. Chemical Society Reviews, v. 43, n. 15, 2014

(adaptado).

No funcionamento da bateria, a espécie química formada no ânodo é

- a) $\text{H}_2(\text{g})$.
- b) $\text{O}_2(\text{g})$.
- c) $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- d) $\text{OH}^-(\text{aq})$.
- e) $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}(\text{aq})$.

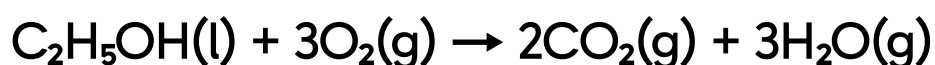


5. ((ENEM 2020) Em 2011, uma falha no processo de perfuração realizado por uma empresa petrolífera ocasionou derramamento de petróleo na bacia hidrográfica de Campos, no Rio de Janeiro. Os impactos decorrentes desse derramamento ocorrem porque os componentes do petróleo

- a) Reagem com a água do mar e sofrem degradação gerando compostos com elevada toxicidade.
- b) Acidificam o meio, promovendo o desgaste das conchas calcárias de moluscos e a morte de corais.
- c) Dissolvem-se na água, causando a mortandade dos seres marinhos por ingestão de água contaminada.
- d) Têm caráter hidrofóbico e baixa densidade, impedindo as trocas gasosas entre o meio aquático e a atmosfera.
- e) Têm cadeia pequena e elevada volatilidade, contaminando a atmosfera local e regional em função dos ventos nas orlas marítimas.



6. (ENEM 2020) O crescimento da frota de veículos em circulação no mundo tem levado à busca e desenvolvimento de tecnologias que permitam minimizar emissões de poluentes atmosféricos. O uso de veículos elétricos é uma das propostas mais propagandeadas por serem de emissão zero. Podemos comparar a emissão de carbono na forma de CO₂ (massa molar igual a 44 g.mol⁻¹) para os dois tipos de carros (a combustão e elétrico). Considere que os veículos tradicionais a combustão, movidos a etanol (massa molar igual a 46 g.mol⁻¹), emitem uma média de 2,6 mol de CO₂ por quilômetro rodado, e os elétricos emitem o equivalente a 0,45 mol de CO₂ por quilômetro rodado (considerando as emissões na geração e transmissão da eletricidade). A reação de combustão do etanol pode ser representada pela equação química:



Foram analisadas as emissões de CO₂ envolvidas em dois veículos, um movido a etanol e outro elétrico, em um mesmo trajeto de 1000 km.

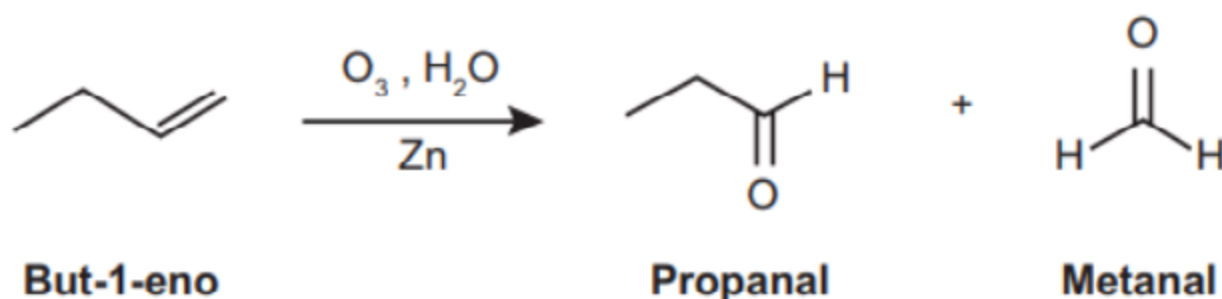
CHARADA, C. A. Estudo da viabilidade de implantação de frotas de veículos elétricos e híbridos elétricos no atual cenário econômico, político, energético e ambiental brasileiro. Guaratinguetá: Unesp, 2015 (adaptado).

A quantidade equivalente de etanol economizada, em quilograma, com o uso do veículo elétrico nesse trajeto é mais próxima de

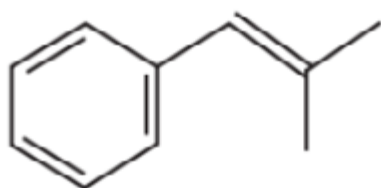
- a) 50.
- b) 60.
- c) 95.
- d) 99.
- e) 120.



7. (ENEM 2017) A ozonólise, reação utilizada na indústria madeireira para a produção de papel, é utilizada em escala de laboratório na síntese de aldeídos e cetonas. As duplas ligações dos alcenos são clivadas pela oxidação com o ozônio (O_3), em presença de água e zinco metálico, e a reação produz aldeídos e/ou cetonas, dependendo do grau de substituição da ligação dupla. Ligações duplas dissustituídas geram cetonas, enquanto as ligações duplas terminais ou mono substituídas dão origem a aldeídos, como mostra o esquema.



Considere a ozonólise do composto 1-fenil-2-metilprop-1-eno:



1-fenil-2-metilprop-1-eno

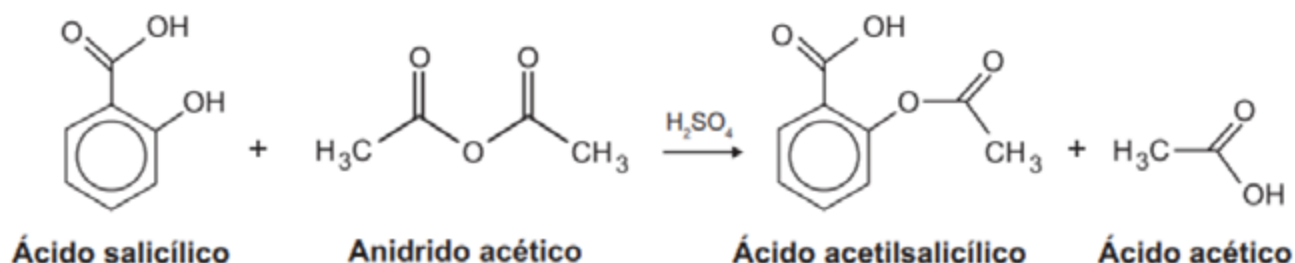
MARTINO, A **Química, a ciência global**.
Goiânia: Editora W, 2014 (adaptado).

Quais são os produtos formados nessa reação?

- a) Benzaldeído e propanona
- b) Propanal e benzaldeído.
- c) 2-fenil-etanal e metanal.
- d) Benzeno e propanona.
- e) Benzaldeído e etanal.



8. (ENEM 2017) O ácido acetilsalicílico, AAS (massa molar igual a 180 g/mol), é sintetizado a partir da reação de ácido salicílico (massa molar igual a 138 g/mol) com anidrido acético, usando-se ácido sulfúrico como catalizador, conforme a equação química:

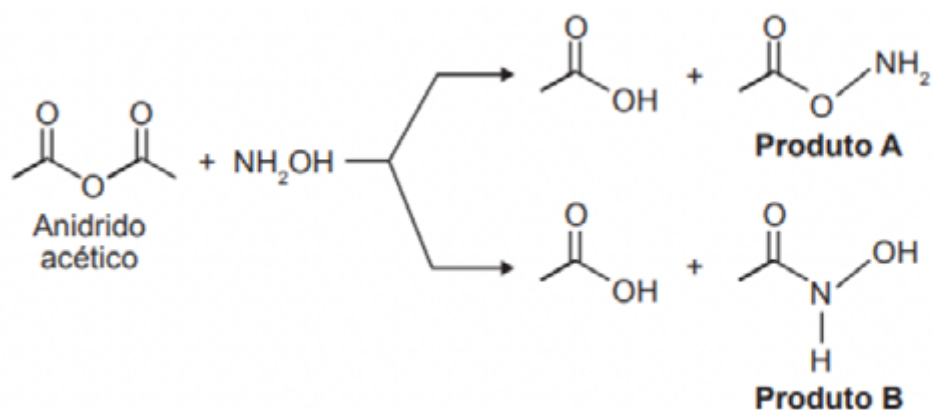


Após a síntese, o AAS é purificado e o rendimento final é de aproximadamente 50%. Devido às suas propriedades farmacológicas (antitérmico, analgésico, anti-inflamatório e antitrombótico), o ASS é utilizado como medicamento na forma de comprimidos, nos quais se emprega tipicamente uma massa de 500 mg dessa substância. Uma indústria farmacêutica prefere fabricar um lote de 900 mil comprimidos, de acordo com as especificações do texto. Qual é a massa de ácido salicílico, em kg, que deve ser empregada para esse fim?

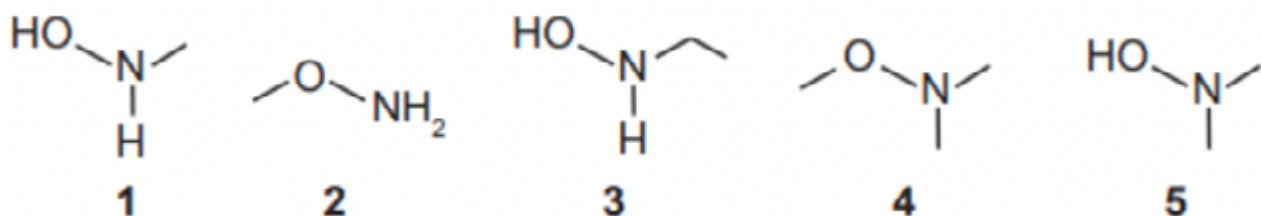
- a) 293
- b) 345
- c) 414
- d) 690
- e) 828



9. (ENEM 2018) A hidroxilamina (NH_2OH) é extremamente reativa em reações de substituição nucleofílica, justificando a sua utilização em diversos processos. A reação de substituição nucleofílica entre o anidrido acético e a hidroxilamina está representada.



O produto A é favorecido em relação ao B, por um fator de 105. Em um estudo de possível substituição do uso de hidroxilamina, foram testadas as moléculas numeradas de 1 a 5.



Dentre as moléculas testadas, qual delas apresentou menor reatividade?

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



10. (ENEM 2018) O carro flex é uma realidade no Brasil. Estes veículos estão equipados com motor que tem a capacidade de funcionar com mais de um tipo de combustível. No entanto, as pessoas que têm esse tipo de veículo, na hora do abastecimento, têm sempre a dúvida: álcool ou gasolina? Para avaliar o consumo desses combustíveis, realizou-se um percurso com um veículo flex, consumindo 40 litros de gasolina e no percurso de volta utilizou-se etanol. Foi considerado o mesmo consumo de energia tanto no percurso de ida quanto no de volta. O quadro resume alguns dados aproximados sobre esses combustíveis.

Combustível	Densidade (g.mL^{-1})	Calor de combustão (kcal.g^{-1})
Etanol	0,8	-6
Gasolina	0,7	-10

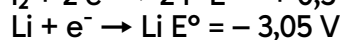
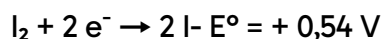
O volume de etanol combustível, em litro, consumido no percurso de volta é mais próximo de

- a) 27.
- b) 32.
- c) 37.
- d) 58.
- e) 67.



GABARITOS

1. D) Temos como dado do problema duas semirreações de redução.



Sendo assim, a ddp para essa pilha pode ser calculada por:

$$\begin{aligned} \text{ddp} &= E^\circ_{\text{red maior}} - E^\circ_{\text{red menor}} \\ \text{ddp} &= 0,54 - (- 3,05) \quad \text{ddp} = + 3,59 \text{ V} \end{aligned}$$

Como nós temos uma bateria formada por três pilhas em série, a ddp gerada será $3 \times 3,59 \text{ V} = 10,77 \text{ V}$. Portanto ela será adequada para o carrinho de controle remoto que está na faixa de 10,5 até 10,9.

2. C) O teste consiste em uma reação de neutralização ácido-base. Como o enunciado informa que a base hidróxido de sódio (NaOH) é utilizada. O teste será positivo quando o composto for ácido. Entre as opções, podemos observar que o composto III apresenta uma hidroxila ligada diretamente a um anel aromático, sendo assim, a função presente é o fenol e este apresenta características ácidas e reagirá com o NaOH, dando positivo ao teste.

3. C)

$$O \cdot X_a \cdot M_a \cdot V_a = X_b \cdot V_b \cdot M_b$$

$$M_a \cdot V_a = n_a$$

$$X_a \cdot n_a = X_b \cdot V_b \cdot M_b$$

$$3 \cdot n_a = 0,01 \cdot 0,024 \cdot 1$$

$$n_a = 8 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 192 \text{ g}$$

$$8 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \text{ ----- } X$$

$$X = 1,54 \cdot 10^2 \text{ g de ácido}$$

$$1,54 \cdot 10^2 \text{ g} \text{ ----- } 2,2 \text{ g}$$

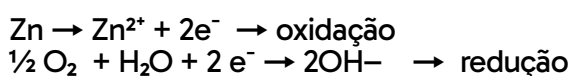
$$Y \text{ ----- } 100 \text{ g}$$

$$Y = 0,7 \text{ g de ácido em } 100 \text{ g de polpa}$$

Portanto, as únicas que podem ter sido analisadas são Caju e Graviola.

GABARITOS

4. E) No ânodo ocorre a oxidação.
Analisando o esquema da bateria zinco-ar:



Do lado do ânodo temos a seguinte reação:
 $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}(\text{aq})$

5. D) A questão vem trazendo um vazamento de petróleo ocorrido na bacia de Campos e perguntava qual os impactos ambientais seriam gerados ao meio ambiente. Pelo fato de o petróleo ser insolúvel em água e apresentar uma baixa densidade, ele irá permanecer sobre a água e formará uma camada que irá impedir as trocas gasosas entre o meio aquático e a atmosfera.

6. A) Com base na reação de combustão do etanol e de posse do dado que o carro a etanol liberava 2,6 mol de CO_2 por km e o elétrico liberava 0,45 mol de CO_2 por 1000 km

Calculando o número de mol em cada caso:

Etanol

2,6 mol CO_2 — 1 Km

X — 1000 Km

X = 2600 mol CO_2

Elétrico

0,45 mol CO_2 — 1 Km

Y — 1000 Km

Y = 450 mol CO_2

Agora relacionando a diferença de CO_2 liberado em cada um dos carros.

$2600 \text{ mol} - 450 \text{ mol} = 2150 \text{ mol } \text{CO}_2$

Esse valor de 2150 mol de CO_2 é a quantidade de CO_2 liberado a mais em comparação ao carro elétrico. Aplicando a proporção estequiométrica pela reação fornecida

1 mol etanol : 2 mol de CO_2

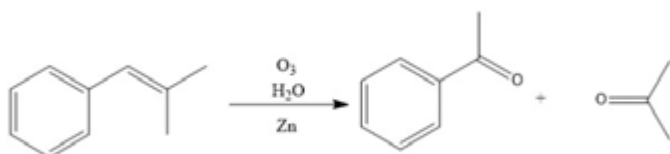
46 g Etanol — 2 mol CO_2

Z — 2150 mol CO_2

Z = 49450 g = 49,45 Kg \approx 50 Kg

GABARITOS

7. A) A ozonólise provoca a quebra da ligação dupla ligação entre carbonos, transformando os carbonos previamente ligados em carbonilas, produzindo o benzaldeído e a propanona. Ozonólise de carbonos primários e secundários produz aldeído, e de carbonos terciários, cetonas.



8. D) Massa de AAS contida em 900.000 comprimidos:

1 comprimido — 0,5 g

900.000 — 450.000 g = 450 kg

1 mol do ácido salicílico — 1 mol do AAS (100% de rendimento)

1 mol do ácido salicílico — 0,5 mol do AAS (50% de rendimento)

138 g do ácido salicílico — 0,5 x 180 g do AAS

x — 450 kg

x = 690 kg

9. d) O ataque nucleofílico ocorre pelo par de elétrons do nitrogênio. Existe um impedimento espacial nas moléculas 4 e 5, dificultando com que a reação ocorra. Porém na molécula 4 os ligantes do nitrogênio são maiores, tendo um maior impedimento.

10. d)

40 L de gasolina ($d = 0,7 \text{ g.mL}^{-1}$)

40 L = 40000 mL

$d = m \text{ (g)} / V \text{ (mL)}$

$0,7 = m \text{ (g)} / 40000 \text{ mL}$

$m = 28000 \text{ g de Gasolina}$

1 g Gasolina — 10 kcal

280000 g — x

x = 280000 kcal (energia liberada)

Etanol ($d = 0,8 \text{ g.mL}^{-1}$)

1 g Etanol — 6 kcal

y — 280000 kcal

y = 46667 g de Etanol

$d = m \text{ (g)} / V \text{ (mL)}$

$0,8 \text{ g.mL}^{-1} = 46667 \text{ g} / V \text{ (mL)}$

V = 58 mL de Etanol

**AGORA É SÓ
CHUTAR PRO GOL
E COMEMORAR
A APROVAÇÃO**

