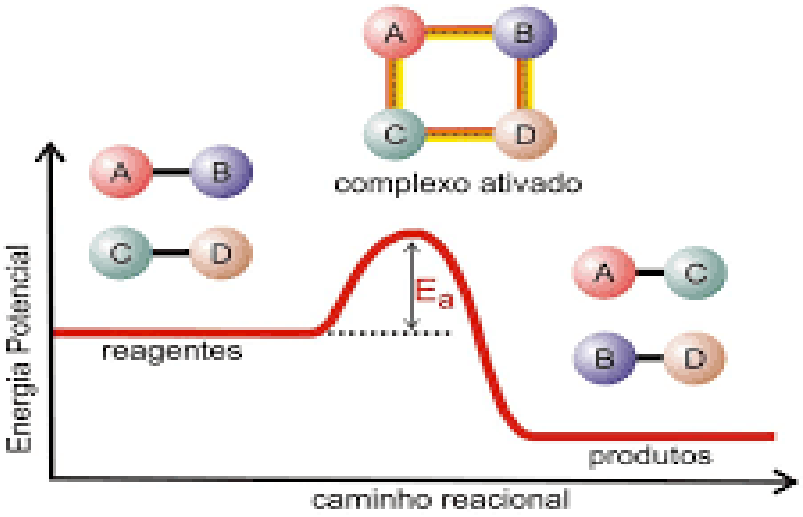
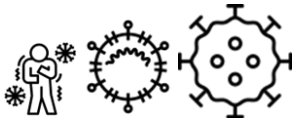
REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E DESENVOLVIMENTO HUMANO
DIRECÇÃO NACIONAL DE ENSINO SECUNDÁRIO

QUÍMICA
12ª Classe

O meu caderno de actividades



$$AB + CD \longrightarrow (ABCD)^{\pm} \longrightarrow AC + BD$$



STOP Sida

STOP Covid -19

FICHA TÉCNICA

Título:	*O meu caderno de actividades de Quimica – 12ª Classe*
Direcção:	Gina Guibunda & João Jeque
Coordenação	Manuel Biriate
Elaboradores:	Bui Nguyet e Anibal Filimone
Concepção gráfica e Layout:	Hélder Bayat & Bui Nguyet
Impressão e acabamentos:	MINEDH
Revisão:	Isaías Mulima & Rui Manjate
Tiragem:	xxx exemplares.

PREFÁCIO

No âmbito da prevenção e mitigação do impacto da COVID-19, particularmente no processo de ensino-aprendizagem, o Ministério da Educação e Desenvolvimento Humano concebeu um conjunto de medidas que incluem o ajuste do plano de estudos, os programas de ensino, bem como a elaboração de orientações pedagógicas a serem seguidas para a melhoria da qualidade de ensino e aprendizagem.

Neste contexto, foi elaborado o presente Caderno de Actividades, tendo em consideração os diferentes conteúdos programáticos nas diferentes disciplinas leccionadas no Ensino Secundário. Nele é proposto um conjunto alargado de actividades variadas, destinadas a complementar as acções desenvolvidas na aula e também disponibilizar materiais opcionais ao desenvolvimento de competências pré-definidas nos programas.

A concepção deste Caderno de Actividades obedeceu à sequência e objectivos dos programas de ensino que privilegiam o lado prático com vista à resolução dos problemas do dia-a-dia e está estruturado em três (3) partes, a saber: I. Síntese dos conteúdos temáticos de cada unidade didáctica; II. Exercícios; III. Tópicos de correcção/resolução dos exercícios propostos.

Acreditamos que o presente Caderno de Actividades constitui um instrumento útil para o auto-estudo e aprimoramento dos conteúdos da disciplina ao longo do ano lectivo. O mesmo irá permitir desenvolver a formação cultural, o espírito crítico, a criatividade, a análise e síntese e, sobretudo, o desenvolvimento de habilidades para a vida.

As actividades propostas no Caderno só serão significativas se o caro estudante resolvê-las adequadamente, com a mediação imprescindível do professor.

"Por uma Educação Inclusiva, Patriótica e de Qualidade!"

CARMELITA RITA NAMASHULUA
MINISTRA DA EDUCAÇÃO E
DESENVOLVIMENTO HUMANO

ÍNDICE

UNIDADE TEMÁTICA 1 : CINÉTICA QUÍMICA 1

I. RESUMO DE CONTEÚDOS 1
1. Teoria de colisões 1
2. Factores que afectam a velocidade de uma reacção 3
3. Lei de velocidade e ordem da reacção 5
II. ALGUNS TIPOS DE EXERCÍCIOS 13
2.1. Exercícios de energia de activação e complexo activado 13
2.2. Exercícios de factores que afectam a velocidade de reacção 15
2.3. Exercícios de cálculo de velocidade média de uma reacção 18
2.4. Exercícios de lei de velocidade e ordem da reacção 20
III. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO 22

UNIDADE TEMÁTICA 2 : EQUILÍBRIO QUÍMICO 30

I. RESUMO DE CONTEÚDOS 30
1. Reacção irreversível e reacção reversível 30
2. Equilíbrio químico 31
3. Deslocamento do equilíbrio químico e o Princípio de Le Chatelier 37
II. ALGUNS TIPOS DE EXERCÍCIOS 41
2.1. Exercícios de constantes de equilíbrio químico (K_C e K_P) 41
2.2. Exercícios de deslocamento de equilíbrio químico 50
III. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO 53

UNIDADE TEMÁTICA 3 : EQUILÍBRIO QUÍMICO EM SOLUÇÃO 60

I. RESUMO DE CONTEÚDOS 60
1. Teoria ácido-base segundo Bronsted-Lowry 60
2. Hidrólise de sais 62
3. Solução-tampão 64
II. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO 66

UNIDADE TEMÁTICA 4 : REACÇÕES REDOX E ELECTROQUÍMICA 70

I. RESUMO DE CONTEÚDOS 71
1. Reacções redox 71
2. Electroquímica 75
3. Electrólise. 77
II. ALGUNS TIPOS DE EXERCÍCIOS 77
2.1. Exercícios sobre acerto de equações redox 78
2.2. Exercícios de determinação da f.e.m duma célula 80
2.3. Exercícios sobre Leis de Faraday 82
III. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO 83

UNIDADE TEMÁTICA 5 : QUÍMICA ORGÂNICA 90

I. RESUMO DE CONTEÚDOS 90
1. Revisão dos conteúdos sobre hidrocarbonetos, álcoois e fénois, Aldeídos e cetonas, Ácidos carboxílicos e Ésteres na 10ª classe. 90
2. Aminas 90

3. Amidas 92
4. Aminoácidos 94
5. Polipeptídeos e Proteínas 95
6. Carbohidratos (glicídeos) 96
7. Polímeros 96
II. EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO 97

TÓPICOS DE CORRECÇÃO/RESOLUÇÕES DOS EXERCÍCIOS DE CONSOLIDAÇÃO 110

BIBLIOGRAFIA 122

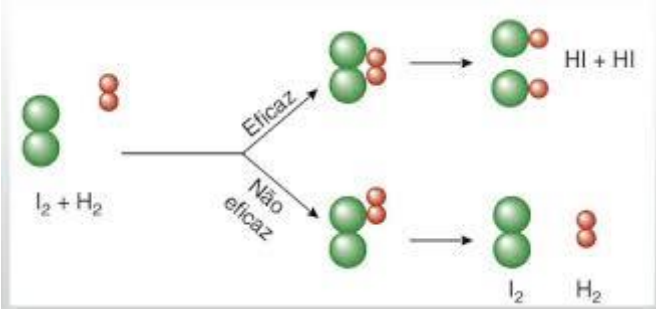
BIBLIOGRAFIA ELECTRONICA 122

UNIDADE TEMÁTICA 1 **CINÉTICA QUÍMICA**

I. Resumo de conteúdos

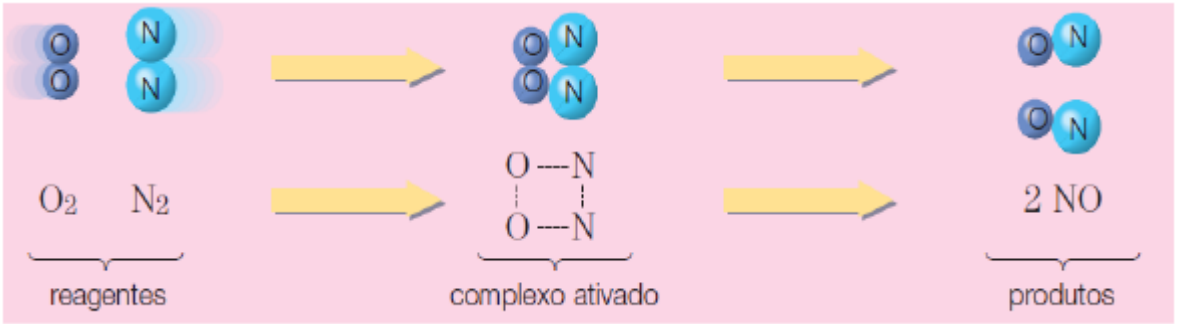
1. Teoria de colisões

Em todas as reacções, os átomos que formam os reagentes se rearranjam, originando os produtos. No entanto, nem todos os choques entre as partículas que compõem os reagentes dão origem a produtos (choques não-eficazes). Os choques que resultam em quebra e formação de novas ligações são denominados eficazes ou efectivos.



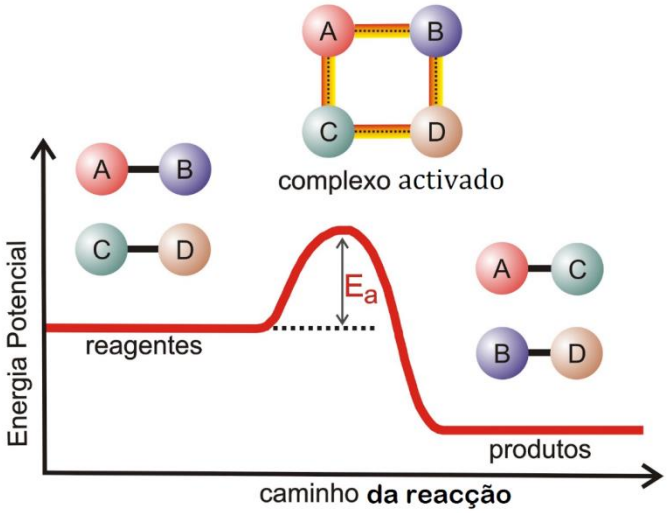
No momento em que ocorre o choque em uma posição favorável, forma-se uma estrutura intermediária entre os reagentes e os produtos denominada complexo activado.

✓ ***Complexo activado*** é o estado intermediário (estado de transição) formado entre reagentes e produtos, em cuja estrutura existem ligações enfraquecidas (presentes nos reagentes) e formação de novas ligações (presentes nos produtos), conforme ilustrado abaixo:



Para que ocorra a formação do complexo activado, as moléculas dos reagentes devem apresentar energia suficiente, além da colisão em geometria favorável. Essa energia denominamos energia de activação (Ea).

✓ **Energia de activação (Ea)** é a menor quantidade de energia necessária que deve ser fornecida aos reagentes para a formação do complexo activado e, consequentemente, para a ocorrência da reacção. Quanto maior for o número de partículas dos reagentes com energia superior á energia de activação, maior será a velocidade da reacção.



$$AB + CD \longrightarrow (ABCD)^{\ddagger} \longrightarrow AC + BD$$

- Se a energia de activação for pequena, uma elevada proporção das moléculas de uma amostra tem energia cinética suficiente para reagir. Então, a reacção será rápida.
- Se a energia de activação for elevada, apenas algumas moléculas numa amostra terão energia suficiente para reagir. Então, a reacção será lenta.

De acordo com a **Teoria de Colisões**, a velocidade da reacção depende dos seguintes factores:

- **Frequência dos choques (colisões) entre as moléculas** – um maior número de choques por segundo implicará um maior número de moléculas a reagir e, consequentemente, maior velocidade da reacção;
- **Energia dos choques –** um choque violento (colisão eficaz) terá maior probabilidade de provocar a reacção química entre as moléculas do que um choque simples, não violento (colisão não eficaz);

- **Orientação apropriada das moléculas no instante do choque** – um choque de frente (colisão frontal) será mais eficaz do que um choque de raspão (colisão não frontal). Este calor depende também do tamanho e do formato das moléculas reagentes.

2. Factores que afectam a velocidade de uma reacção

a. Natureza dos reagentes

Substâncias diferentes podem ou não reagir entre si. Para que ocorra uma reacção química entre duas ou mais substâncias é necessário que haja afinidade entre elas.

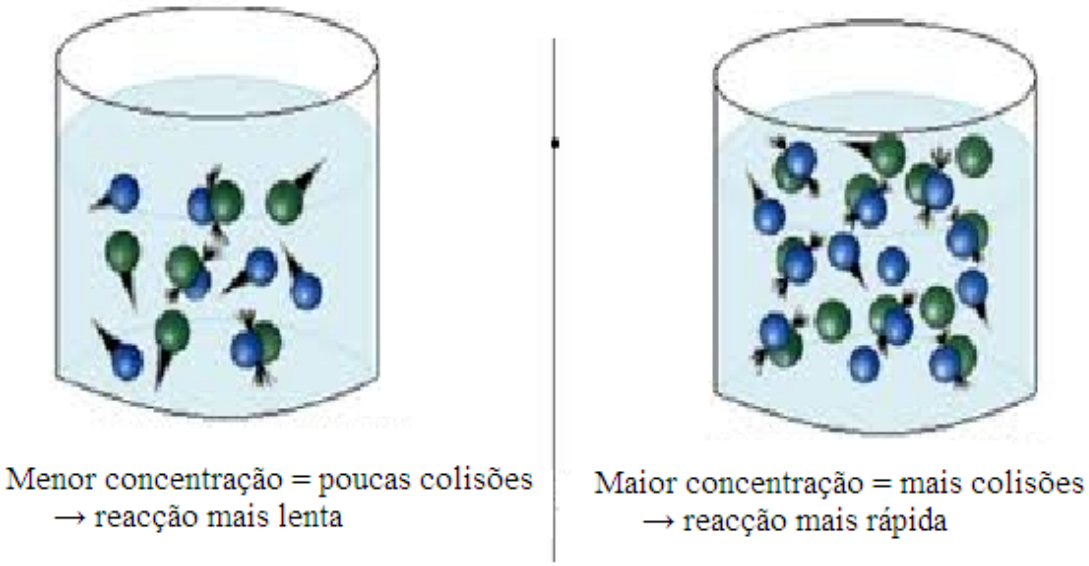
Exemplo:

$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$ (Muito lenta a 20°C)

$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$ (Instantânea a 20°C)

b. Efeito de concentração

Concentração está relacionada à quantidade de soluto e de solvente de uma substância. Se aumenta a concentração de reagentes, aumenta o número de moléculas dos reagentes, aumentando o número de colisões eficazes, aumentando também a velocidade da reacção.



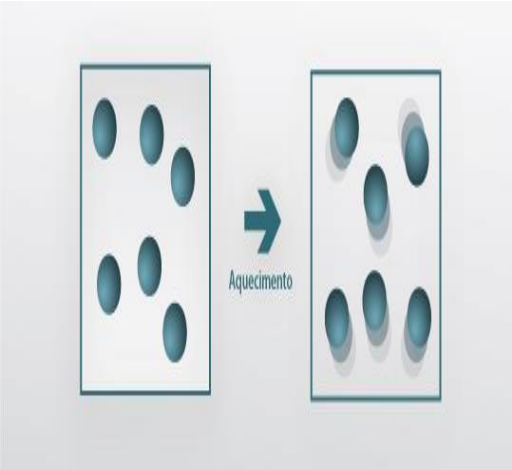
Menor concentração = poucas colisões → reacção mais lenta

Maior concentração = mais colisões → reacção mais rápida

Por exemplo, quando se aumenta a concentração de oxigénio numa queima, a combustão acontece mais rápido.

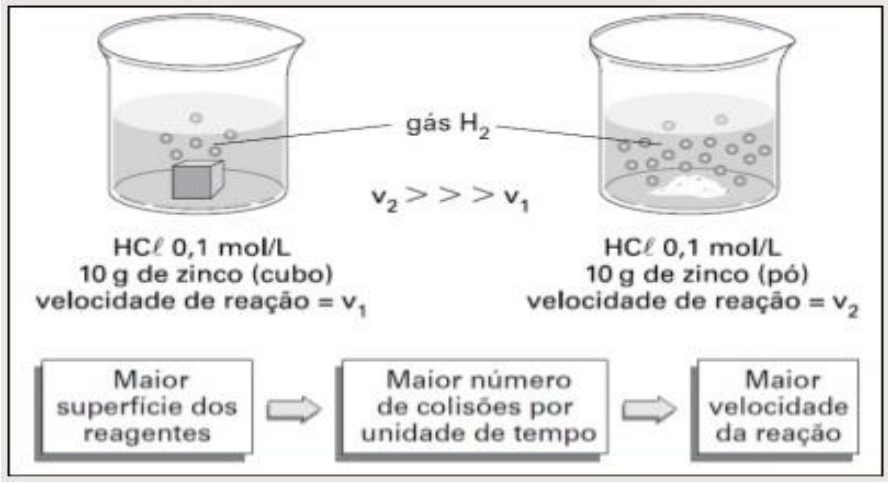
c. Efeito da temperatura

A temperatura está ligada à agitação das moléculas. Quanto mais calor, mais agitadas ficam as moléculas. Se aumenta a temperatura, aumenta a energia cinética das moléculas (movimento). Se as moléculas se movimentam mais, elas se chocam mais e com mais energia, diminuindo a energia de activação e em consequência, aumenta o número de colisões efectivas e portanto a velocidade da reacção também aumenta.



d. Superfície de contacto

A superfície de contacto entre os reagentes também interfere na velocidade das reacções químicas. Quanto maior for o estado de divisão dos reagentes sólidos, maior o número de moléculas reagindo, maior o número de colisões eficazes e portanto, aumenta a velocidade da reacção. Por exemplo:



Ou seja, observa-se que uma barra de ferro oxida-se muito lentamente, enquanto, uma palha, também de ferro, oxida-se rapidamente devido à maior superfície de contacto entre o ferro, na palha, o oxigénio e a humidade do ar.

e. Efeito de Pressão

Pressão é a razão entre força e área, ou seja, fazer força sobre uma determinada área. Com o aumento da pressão em um recipiente, diminui o volume e desta forma aumenta a concentração dos reagentes. As moléculas se chocam mais, aumentando o número de colisões e portanto, aumenta a velocidade da reacção.

f. Catalisadores

Os catalisadores são substâncias que não participam na reacção química, mas contribuem para «ultrapassar» rapidamente a «barreira» da energia de activação, aumentando, deste modo, a velocidade da reacção. Esta alteração da velocidade deve-se ao facto de um catalisador proporcionar um "caminho" alternativo pelo qual a reacção química pode ocorrer com uma energia de activação menor, ou seja , torna-se necessária uma menor energia dos corpúsculos para que um choque seja eficaz. A principal função do catalisador é diminuir a energia de activação, facilitando a transformação de reagentes em produtos. Os catalisadores aumentam a velocidade da reacção e inibidores diminuem a velocidade da reacção química.

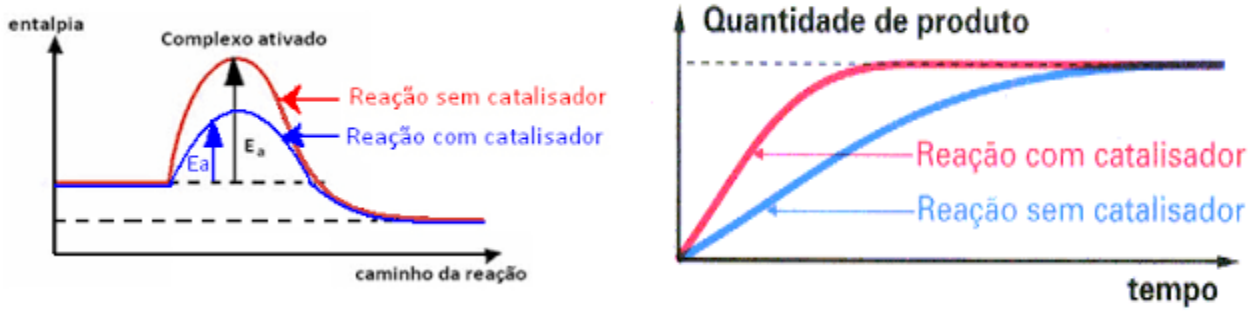


Figura 1: Reacção química com e sem catalisador.

3. Lei de velocidade e ordem da reacção

a. Velocidade média de uma reacção

A velocidade média é razão entre a variação na quantidade de um reagente ou de um produto e o intervalo de tempo no qual ocorreu essa variação. Essa quantidade de reagente ou de produto é expressa geralmente em concentração. Também pode ser expressa em massa, em mole ou mesmo em volume.

$$\mathbf{Vm} = \frac{(\boldsymbol{variação\ da\ concentração})}{(\boldsymbol{intervalo\ de\ tempo})}$$

Unidade: mol/l.s; mol/l.min..

Para a reacção: A → B

Velocidade média em relação a B (produto) $= \frac{\boldsymbol{Variação\ na\ concentração\ de\ B}}{\boldsymbol{Variação\ no\ tempo}}$

$$= \frac{[B]em\ t_2 - [B]em\ t_1}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

Velocidade média em relação a A (reagente) $= -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$

Então, **velocidade média** $= -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$

No caso geral, para a reacção: aA + bB → cC + Dd, a velocidade média é dada por:

$$\textbf{Velocidade média} = -\frac{1}{a}\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b}\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c}\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d}\frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Exemplo 1: $C_4H_9Cl \rightarrow C_4H_9OH$

Velocidade média $= -\frac{\Delta[C_4H_9Cl]}{\Delta t} = \frac{\Delta[C_4H_9OH]}{\Delta t}$

Exemplo 2: $2HI(g) \rightarrow H_2(g) + I_2(g)$

Velocidade média $= -\frac{1}{2}\frac{\Delta[HI]}{\Delta t} = \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[I_2]}{\Delta t}$

- **Cálculo da velocidade de uma reacção**

Dada a reacção química: A → B

Para t = 0 (início da reacção) há 1,00 mol/l de substância A e a substância B ainda não se formou (não está presente).

Para t = 40 min, existem 0,20 mole de substância A e 0,80 mole de substância B.

A velocidade média da reacção depois de 40 min será:

Velocidade média $= -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$

$= - \frac{(0,20-1,00)}{40} = \frac{(0,80-0)}{40} = 0,2$ M/min

Exemplo:

Para a reacção $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

Tempo de reacção (min)	Variação da molaridade do NH_3 (mol/l)
0	0
5	20,0
10	32,5
15	40
20	43

Utilizando os dados da tabela, obtemos de acordo com a definição, as seguintes velocidades médias:

Velocidade média = $\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}$

- No intervalo de 0 a 5 min:

  $V_m = \frac{(20,0-0)}{(5-0)}$ = 4 mol/l.min

- No intervalo de 5 a 10 min:

  $V_m = \frac{(32,5-20)}{(10-5)}$ **= 2,5 mol/l.min**

- No intervalo de 10 a 15 min:

  $V_m = \frac{(40-32,5)}{(15-10)}$ = 1,5 mol/l.min

- No intervalo de 15 a 20 min:

  $V_m = \frac{(43-40)}{(20-15)}$ **= 0,6 mol/l.min**

b. Velocidade instantânea

Um pouco diferente, a **velocidade instantânea** é aquela que mede a real velocidade em um determinado instante, ou seja, para um intervalo de tempo infinitesimal dt (muito pequeno ou próximo de zero), ter-se-á uma variação de concentração de um participante M também infinitesimal d[M] e sua velocidade instantânea, será:

M → produtos

Velocidade instantânea em relação a M = $-\frac{d[M]}{dt}$

Em outras palavras, velocidade instantânea pode ser definida como o valor para o qual tende a velocidade média para intervalos de tempos infinitesimais. Isso pode ser percebido no gráfico a seguir:

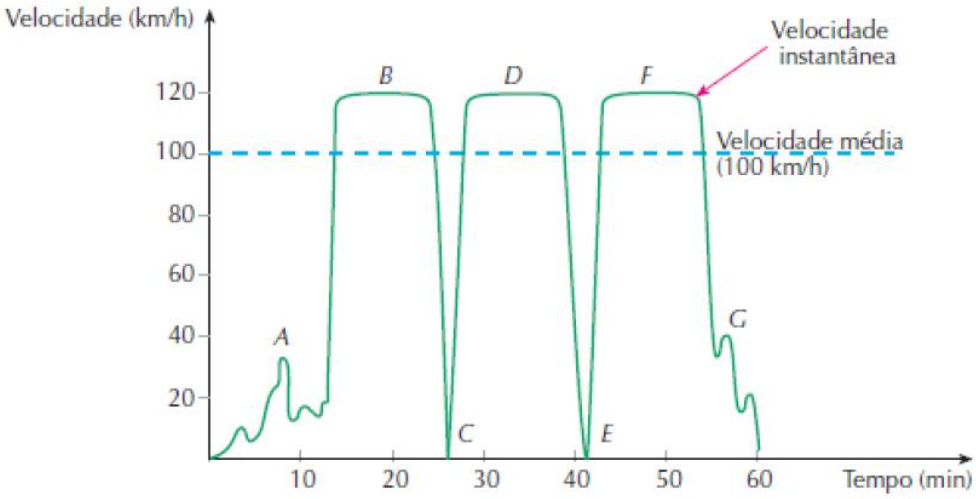


Figura 2

A partir deste ponto, quando se fala em velocidade de reacção, entende-se que se trata de velocidade instantânea.

c. Lei da velocidade e ordem da reacção

A velocidade depende das concentrações dos reagentes

Para uma reacção geral:

aA + bB → cC + Dd

A velocidade da reacção será dada pela fórmula:

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

Esta equação é a **equação cinética** ou **lei cinética (lei de velocidade)** desta reacção

Sendo:

v = velocidade de reacção

k = constante de velocidade ou constante cinética (depende somente da temperatura a que decorre a reacção e é característica do sistema de reacção em estudo)

[A] = concentração molar de A

[B] = concentração molar de B

x e y = valores determinados experimentalmente e são normalmente números inteiros pequenos (geralmente 0, 1 ou 2).

Para a maioria das reacções:

$$v = k.[\text{reagente 1}]^x.[\text{reagente 2}]^y...$$

x e y numa lei de velocidade são chamados **Ordens de Reacção.** x é ordem da reacção em relação a reagente 1, y é ordem da reacção em relação a reagente 2.

→ **Ordem total da reacção:** é a soma das ordens em relação a cada reagente na lei da velocidade.

- ❖ **Lei de velocidade** também conhecida como **lei da acção das massas** ou **lei de Guldberg-Waage**.

Obs.:

- Esta lei se aplica à velocidade instantânea e não a uma velocidade média.
- Para cada reacção, k depende somente da temperatura.
- A etapa mais lenta é a que comandará a velocidade total.

Exemplo de leis de velocidade:

- $2N_2O_5(g) \rightarrow 4NO_2(g) + O_2(g)$; $v = k.[N_2O_5]$
- $H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2HI(g)$; $v = k.[H_2][I_2]$

Exemplo de ordens de reacção:

$$\text{velocidade} = k.[NH_4^+].[NO_2^-]$$

- O expoente de $[NH_4^+]$ é um, a velocidade é de primeira ordem em NH_4^+.

O expoente de $[NO_2^-]$ é um, a velocidade é um, a velocidade é de primeira ordem em NO_2^-.

- A ordem total da reacção é de 1 + 1 = 2 → a reacção é de segunda ordem.

❖ **Mecanismo de reacção** é o conjunto das etapas em que ocorre a reacção. A etapa lenta é a que determina a velociadade da reacção. O mecanismo de uma reacção é proposto com base no estudo da sua velocidade.

Quanto ao número de etapas, podemos classificar:

- Reacção elementar: uma única etapa

Ex.: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

- Reacção não-elementar: mais de uma etapa

Ex.: 1ª etapa: $2\ NO_2 \rightarrow NO_3 + NO$ (Elementar)

2ª etapa: $NO_3 + CO \rightarrow CO_2 + NO_2$ (Elementar)

Reacção global: $NO_2 + CO \rightarrow CO_2 + NO$ (Não-elementar)

Reacções de ordem zero

"*A reacção é de zero ordem quando a velocidade da reacção química é independente da concentração do reagente.* " Não são muito comuns reacções deste tipo, pois a maioria das reacções segue leis de primeira ou segunda ordem.

A equação geral de uma reacção de ordem zero é:

$$v = -\frac{d[M]}{dt} = k$$

Se integrarmos dois membros, temos:

$\int_{[M]_o}^{[M]_t} -d[M] = \int_0^t k.dt \leftrightarrow (-[M]) - (-[M]_o) = kt \leftrightarrow \mathbf{[M]_t = [M]_o - kt}$

A forma integrada da lei de velocidade mostra que a reacção de ordem zero dá uma linha recta em uma figura se os valores medidos das concentrações do reagente [M], forem colocados na figura em função do tempo. A inclinação da recta será a constante da velocidade de ordem zero aparente. Esta constante de velocidade de ordem zero deve ter a mesma unidade que a velocidade da reacção, a qual é em mol. $l^{-1}.s^{-1}$.

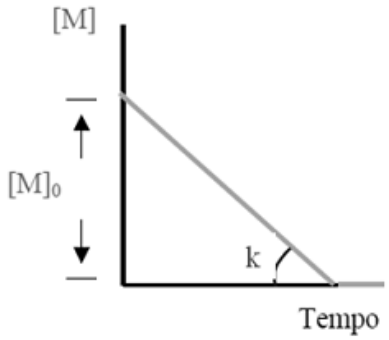


Figura 3: Gráfico da concentração de M em função do tempo

Reacções de primeira ordem

«A reacção é de primeira ordem quando a velocidade da reacção química é directamente proporcional à concentração de um reagente elevada à primeira potência.»

A equação geral de uma reacção de primeira ordem é:

$$v = -\frac{d[M]}{dt} = k[M] \leftrightarrow \frac{d[M]}{[M]} = -kdt$$

Através de métodos matemáticos obtém-se a equação integrada de velocidade:

$$\int_{[M]_o}^{[M]_t} \frac{d[M]}{[M]} = \int_0^t -k.dt \leftrightarrow \mathbf{ln([M]_t - [M]_o) = -k.t} \leftrightarrow \mathbf{ln}\frac{[M]_t}{[M]_o} \mathbf{= -kt} \leftrightarrow \mathbf{ln}\frac{[M]_o}{[M]_t} \mathbf{= kt}$$

- Onde, $[M]_o$ é a concentração do reagente do reagente no instante t = 0 e $[M]_t$ é a concentração no instante t.
- Se a fracção $\frac{[M]_t}{[M]_o}$ for medida no laboratório, depois de um certo intervalo de tempo, pode calcular a constante k.
- Se $[M]_o$ e k forem conhecidas, pode-se calcular a concentração remanescente do reagente depois de um certo intervalo de tempo.
- Se k for conhecida, a equação pode ser usada para calcular-se o tempo decorrido até M atingir uma certa concentração.

Uma reacção de primeira ordem apresenta uma linha recta se os valores medidos tanto de ln[M] ou $\ln([M]/[M]_0)$ forem colocados numa figura em função do tempo como mostrado na figura abaixo. A figura fornece uma linha recta porque $[M]_0$ é uma constante. A inclinação da recta será a constante da velocidade de primeira ordem aparente k, a qual tem a unidade em s^{-1} (ou $mol^0.s^{-1}$).

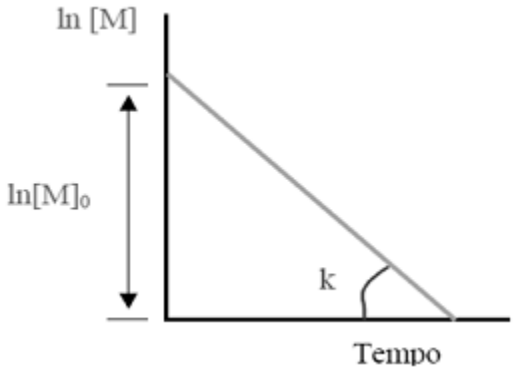


Figura 4: Gráfico da concentração de ln[M] em função do tempo

Quando se trabalha com reacções de primeira ordem, é mais conveniente o uso de meia vida em vez de constante de velocidade.

A meia vida de uma substância reagente é simplesmente o tempo necessário para que metade da quantidade original presente reaja. Ao final de uma meia vida, 50% dos átomos ou moléculas originais permanecem.

A meia vida está diretamente relacionada com a constante da velocidade para uma reacção de primeira ordem. Através da equação geral:

$$\mathbf{ln\ (\frac{[M]_t}{[M]_o}) = -k.t}$$

$$\ln(0{,}5) = -k.t_{1/2}$$

$$k = -\frac{\ln(0{,}5)}{t_{1/2}} = \frac{0{,}693}{t_{1/2}} \rightarrow \boldsymbol{t_{1/2} = \frac{0{,}693}{k}}$$

Para qualquer outro tipo de reacção que não seja a de primeira ordem, a meia vida não é constante, porém se altera dependendo da extensão na qual a reacção tenha ocorrido. Devido a isto, meia vida geralmente é usada para descrever apenas reacções de primeira ordem.

Reacções de segunda ordem

«A reacção é de seugnda ordem quando a velocidade da reacção química é directamente proporcional à concentração de um reagente elevada à segunda potência.»

A equação geral de uma reacção de segunda ordem é:

$$\mathbf{v = -\frac{d[M]}{dt} = k[M]^2 \leftrightarrow \frac{d[M]}{[M]^2} = -kdt}$$

Usando os métodos do cálculo, esta equação pode ser transformada numa outra onde se relaciona a concentração do reagente com o tempo:

$$\mathbf{\int_{[M]_o}^{[M]_t} \frac{d[M]}{[M]^2} = \int_0^t -k.dt \leftrightarrow \frac{1}{[M]_t} - \frac{1}{[M]_o} = kt \leftrightarrow \frac{1}{[M]_t} = \frac{1}{[M]_o} + kt}$$

Uma reacção de segunda ordem envolvendo dois reagentes idênticos, os quais neste caso significa o mesmo reagente duas vezes, irá dar uma linha recta se tanto 1/[M] ou $[M]_0/[M]$ for colocado em função do tempo, como mostrado na figura a seguir

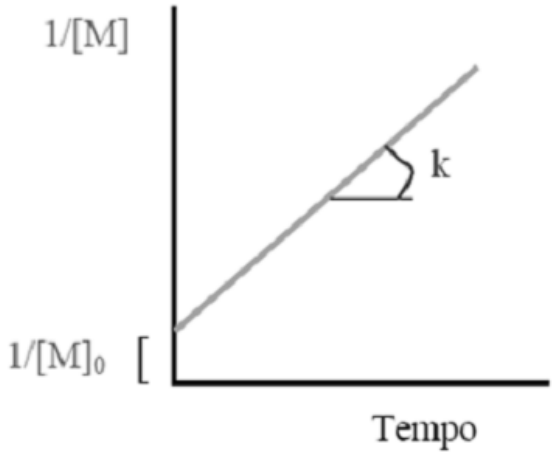


Figura 5: Gráfico da concentração de 1/[M]em função do tempo

A inclinação da recta será a constante da velocidade de segunda ordem aparente k, o qual tem unidade em l/mol.s.

Resumo: aM→ produtos

Ordem de reacção	**zero**	**primeira**	**segunda**
Lei de velocidade	$v= k[M]^0 = k$	$v= k[M]$	$v= k[M]^2$
Equação integrada de velocidade	$[M]_t = [M]_o - akt$	$\ln \frac{[M]_t}{[M]_o} = -akt$ $\ln \frac{[M]_o}{[M]_t} = akt$	$\frac{1}{[M]_t} - \frac{1}{[M]_o} = akt$
Meia vida, $t_{1/2}$	$t_{1/2} = \frac{[M]_o}{2ak}$	$t_{1/2} = \frac{0,693}{ak}$	$t_{1/2} = \frac{1}{ak[M]_o}$

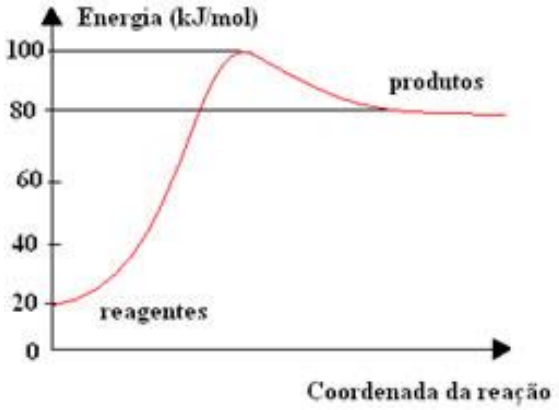
Tabela 1: As fórmulas integrais e meia vida de cinética química

II. Alguns tipos de Exercícios

2.1. Exercícios de energia de activação e complexo activado

Exemplo 1: A figura seguinte mostra o diagrama de energia potencial de uma reacção:

A + B → C + D



Calcule a energia de activação para essa reacção e a energia do complexo activado em kJ/mol.

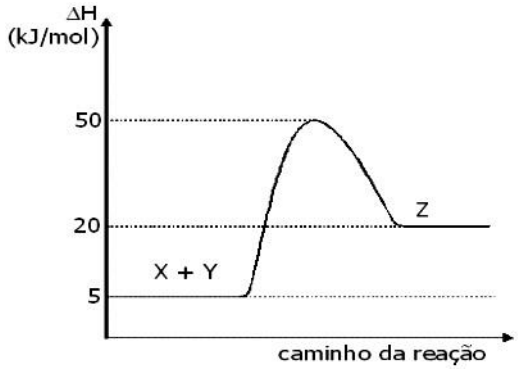
Resolução:

Segundo o diagrama, temos:

- A energia do complexo activado é igual a 100 kJ/mol.
- A energia da activação é a diferença de energia entre o complexo activado e os reagentes:

  $\mathbf{E_{activação} = E_{comlexo\ activado} - E_{reagentes}} = 100 - 20 = 80$ kJ/mol

Exemplo 2:



O gráfico acima representa a reacção:

$$X + Y \rightarrow Z$$

Calcule o valor da energia de ativação, em kJ/mol.

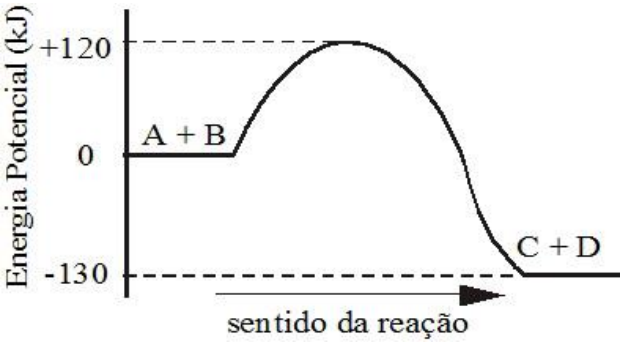
Resolução:

A energia de activação sempre parte dos reagentes (5 kJ/mol) em direcção ao complexo activado (50 kJ/mol). Para calculá-la, basta realizar a diferença de energia entre o complexo activado e os reagentes:

$$E_{at} = 50 - 5 = 45 \text{ kJ/mol}$$

Exemplo 3: Analise o diagrama fornecido a seguir:

$$A + B \rightarrow C + D$$



Assinale a alternativa correcta:

A. A energia de activação do processo tem o valor de 250 kJ.

B. A energia mínima necessária para a formação do complexo activado é igual a 120 kJ.

C. A energia dos reagentes é igual a 120 kJ.

D. A energia dos produtos é igual a 120 kJ.

Resolução: A alternativa correcta é B.

Porque analisando o diagrama, temos:

- A energia de activação que é a energia mínima necessária para a formação do complexo activado é igua a 120 kJ.
- A energia dos reagentes é igual a 0 kJ.
- A energia dos produtos é igual a -130 kJ.

2.2. Exercícios de factores que afectam a velocidade de reacção

Exemplo 1: Um químico realizou em laboratório algumas experiências com o objectivo de observar a velocidade em que uma solução aquosa do ácido HBr reagia com o magnésio metálico. Para isso, foram contadas, durante 20 segundos, as bolhas referentes à produção de gás hidrogénio logo após os reagentes serem misturados.

Na execução das experiências, foi utilizado o mesmo material metálico (magnésio), o mesmo volume de uma solução de HBr e a mesma massa do metal magnésio. Os critérios que sofreram alteração ao longo do experimento foram a forma de apresentação do magnésio (barra ou pedaços pequenos) e a temperatura.

A tabela abaixo indica todas as condições utilizadas em cada experimento:

Experiência	**Magnésio (5g)**	**Temperatura**
A	Barra	50ºC
B	Barra	30ºC
C	Pedaços pequenos	50ºC

Qual é a ordem crescente do número de bolhas observado?

Resolução:

Quanto maior a superfície de contacto (pedaços menores) e maior a temperatura, maior será a velocidade de uma reacção. Assim, a ordem crescente do número de bolhas observado é:

B < A < C

porque:

❖ **Experiência B**: A barra possui menor superfície de contacto e 30ºC, ou seja, uma temperatura menor quando comparada com as outras; consequentemente, a reacção é a mais lenta e produz a menor quantidade de bolhas.

❖ **Experiência A**:

- Barra possui menor superfície de contato do que «Pedaços pequenos» na experiência C;
- 50ºC é uma temperatura mais alta em comparação com a experiência B e é mesma temperatura observada na experiência C.

→A reacção é mais lenta do que experiência C e mais rápida em relação à experiência B, com uma menor produção de bolhas que C e mais bolhas que A.

❖ **Experiência C**: Pedaços pequenos possuem maior superfície de contacto e 50ºC é uma temperatura alta em comparação com as outras, logo, a reacção em C é mais rápida e possui maior produção de bolhas.

Exemplo 2: A sabedoria popular indica que, para cozinhar batatas, é indicado cortá-las em pedaços. Em condições de reacção idênticas e utilizando massas iguais de batata, mas algumas inteiras e outras cortadas, verifica-se que a cortada cozinha em maior velocidade. O factor determinante para essa maior velocidade da reacção é o aumento da:

A. Pressão
B. temperatura
C. concentração
D. superfície de contato

Resolução: **A resposta correcta é D** porque, quando se corta uma batata em pedaços pequenos para cozinhar, permite-se que a acção do calor seja realizada em uma área maior, isto é, estamos aumentando a superfície de contato.

Exemplo 3: O hidrogénio é um gás que pode ser obtido a partir da reacção do zinco (Zn) com solução de ácido clorídrico (HCl). Essa reacção foi realizada várias vezes, modificando-se as condições do meio de reacção, como temperatura, grau de divisão do zinco e concentração da solução ácida. A tabela que descreve essas condições:

Experiência	Temperature (ºC)	Forma do zinco	Concentração do ácido (mol/l)
I	25	granulado	1
II	25	granulado	0,5
III	30	em pó	1
IV	30	em pó	0,5
V	30	em raspas	1

Analisando a tabela, em qual caso a velocidade da reacção será maior?

Resolução:

No caso da experiência III, a velocidade da reacção é maior, pois a experiência III ocorre a uma temperatura maior: 30ºC (quanto maior for a temperatura, maior é a velocidade),

superfície de contacto e também maior: em pó (quanto maior for o grau de divisão das particulas, maior é a velocidade) e maior concentração: 1 mol/l do ácido clorídrico (quanto maior for a concentração, maior é a velocidade).

2.3. Exercícios de cálculo de velocidade média de uma reacção

Exemplo 1: A relação a seguir mostra a variação da concentração de uma substância A, em função do tempo, em uma reacção química: A + B → C + D.

T(min)	0,0	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0	12,0	14,0	16,0	18,0
[A](mol/l)	11,0	7,0	4,3	3,0	2,0	1,0	0,5	0,3	0,2	0,2

Qual será o valor da velocidade média da reacção em relação a A correspondente ao intervalo entre 4 e 14 min?

Resolução:

A velocidade média da reacção em relação a A é dada pela expressão:

$$\mathbf{V_m = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}} = -\frac{(0,3-4,3)}{(14,0-4,0)} = \frac{4}{10} = 0,4 \text{ mol/l.min}$$

Exemplo 2: Seja a reacção:X→Y +Z. A variação na concentração de X em função do tempo é:

[X] (mol/l)	1,0	0,7	0,4	0,3
Tempo(s)	0	120	300	540

Calcule a velocidade média da reacção em relação a X no intervalo de 2 a 5 minutos.

Resolução:

A velocidade média da reacção em relação a X é dada pela expressão:

$$\mathbf{V_m = -\frac{\Delta[X]}{\Delta t}}$$

T_1 = 2 min = 120s →$[X]_1$= 0,7 mol/l

T_2= 5 min = 300s → $[X]_2$= 0,4 mol/l

→ $V_m = -\frac{\Delta[X]}{\Delta t} = -\frac{(0,4-0,7)}{(5-2)} = \frac{0,3}{3}$ = 0,1 mol/l.min

Exemplo 3: Numa experiência envolvendo o processo:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3,$$

A velocidade da reacção foi expressa como igual a 4,0 mol/l.h. Considerando-se a não ocorrência de reacções secundárias, **calcule o valor de velocidade de consumo de hidrogénio ($-\Delta[H_2]/\Delta t$) e velocidade de formação de amoníaco ($\Delta[NH_3]/\Delta t$).**

Resolução:

$$\mathbf{v = -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3}\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2}\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}}$$

A velocidade de consumo de hidrogénio é igual a:

$$\mathbf{v\ (H_2) = -\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t}} = 3.\ v = 3 \times 4 = 12\ mol/l.h$$

A velocidade de formação de amoníaco é igual a:

$$\mathbf{v\ (NH_3) = \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = 2.v} = 2{\times}4 = 8\ mol/l.h$$

Exemplo 4: Numa experiência, a reacção de formação de amoníaco (NH_3), a partir do N_2 e do H_2, está ocorrendo com um consumo de 12 moles de nitrogénio (N_2) a cada 120 segundos. Nesse caso, a velocidade de consumo de hidrogénio (H_2) é:

A. 6 moles por minuto.
B. 18 moles por minuto.
C. 24 moles por minuto.
D. 36 moles por minuto.

Resolução:

A equação balanceada que representa o processo descrito é:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3\ (*)$$

Segundo a equação,, o consumo de nitrogénio é igual a 12 moles de nitrogénio (N_2) a cada 2 minutos (120 segundos).

Na equação (*), o consumo de hidrogénio pelos 2 minutos é 3 vezes o consumo de nitrogénio em igual intervalo de tempo e é igual a: 12 × 3 = 36 moles.

→ A velocidade de consumo de hidrogénio (H_2) é: $\frac{36}{2}$ = 18 moles por minuto.

Resposta correcta: ***B***

2.4. Exercícios de lei de velocidade e ordem da reacção

Exemplo 1: Dada a equação a seguir de uma determinada reacção química:

$$H_2O_2 + 2\ Cl^- + 2\ H_3O^+ \rightarrow 2\ H_2O + Cl_2$$

(Reagentes) (Produtos)

Foram realizados quatro experimentos com quantidades diferentes de reagentes. Em cada uma deles, foi medido o tempo que o Cl_2 leva para ser originado. A tabela a seguir traz os dados desses experimentos:

Experiência	$[H_2O_2]$ mol/l	$[Cl^-]$ mol/l	$[H_3O^+]$ mol/l	Tempo (s)
I	0,8	0,8	0,8	70
II	0,5	0,8	0,8	105
III	0,8	0,8	0,5	70
IV	0,8	0,5	0,8	120

Esses dados indicam que a velocidade da reacção considerada depende apenas da concentração de:

A. H_2O_2 e Cl^- B. H_2O_2 e H_3O^+ C. H_2O_2 D. H_3O^+

Resolução:

A experiência I é a experiência padrão para comparação:

- Na experiência II, mantem-se $[Cl^-]$, $[H_3O^+]$ e diminui-se $[H_2O_2]$, portanto o tempo aumenta de 70s em 105s. Então, a velocidade da reacção **depende** da concentração de H_2O_2.
- Na experiência III, mantem-se $[Cl^-]$ e $[H_2O_2]$ e diminui-se $[H_3O^+]$, portanto o tempo é constante (70s). Então, a velocidade da reacção **não depend**e da concentração de H_3O^+.
- Na experiência IV, mantem-se $[H_2O_2]$ e $[H_3O^+]$ e diminui-se $[Cl^-]$, portanto o tempo aumenta de 70s em 120s. Então, a velocidade da reacção **depende** da concentração de Cl^-.

→ *Resposta correcta:* **A. H_2O_2 e Cl^-**

Exemplo 2: Quando o ar de uma cidade está muito poluído, várias reacções químicas podem ocorrer na atmosfera do local. Uma delas é a reacção entre o dióxido de nitrogénio e o ozónio, que forma trióxido de nitrogénio e gás oxigénio, como na equação a seguir:

$$NO_{2(g)} + O_{3(g)} \rightarrow NO_{3(g)} + O_{2(g)}$$

Utilizando os dados a seguir para a equação fornecida, determine a expressão da velocidade e o valor da constante da velocidade desse processo:

Concentração inicial de NO_2 (mol/l)	Concentração inicial de O_3 (mol/l)	Velocidade inicial (mol/l.s)
15.10^{-5}	3.10^{-5}	$6,6.10^{-2}$
15.10^{-5}	6.10^{-5}	$13,2.10^{-2}$
$7,5.10^{-5}$	6.10^{-5}	$6,6.10^{-2}$

Resolução:

Para determinar a constante de velocidade, é necessário formular a expressão da velocidade. Para isso, temos que descobrir a ordem de cada um dos reagentes na equação.

$$v = k.[NO_2]^a.[O_3]^b$$

Ordem do participante NO_2:

Na segunda e na terceira filas horizontais da tabela a concentração de O_3 não sofre alteração mas a de NO_2, sim. Da segunda para terceira, a concentração de NO_2 passa de 15.10^{-5} para $7,5.10^{-5}$, isto é, reduziu pela metade. Já a velocidade passa de $13,2.10^{-2}$ para $6,6.10^{-6}$, também reduzindo pela metade. Assim:

$[NO_2] = 15.10^{-5}$ para $7,5.10^{-5}$ $\quad$ $v = 13,2.10^{-2}$ para $6,6.10^{-2}$

$\rightarrow [NO_2]_3 = \frac{1}{2}[NO_2]_2$ $\quad$ $v_3 = \frac{1}{2}v_2$

Como a redução da concentração e a da velocidade foram as mesmas, a ordem para o participante NO_2 é 1.

Ordem do participante O_3

Para a ordem do O_3, a primeira e segunda filas horizontais da tabela mostram que a concentração de NO_2 não sofreu alteração mas a de O_3, sim. Da primeira para a segunda, a

concentração de O_3 passou de 3.10^{-5} para 6.10^{-5}, ou seja, dobrou. Entretanto, a velocidade passou de $6{,}6.10^{-2}$ para $13{,}2.10^{-2}$, ou seja, também dobrou. Assim:

$[O_3] = 3.10^{-5}$ para 6.10^{-5} $\quad$ $v = 6{,}6.10^{-2}$ para $13{,}2.10^{-2}$

$[O_3]_2 = 2\ [O_3]_1$ $\quad$ $v_2 = 2\ v_1$

Como o aumento da concentração e da velocidade foram os mesmos, a ordem para o participante O_2 é 1.

Conhecendo as ordens, a equação da velocidade será:

$$\mathbf{v = k.[NO_2]^1.[O_3]^1}$$

Para calcular a constante da velocidade, basta utilizar os dados de qualquer uma das três linhas horizontais. Vamos utilizar a primeira:

$6{,}6.10^{-2} = k.[15.10^{-5}].[3.10^{-5}]$

$6{,}6.10^{-2} = k.45.10^{-10}$

$6{,}6.10^{-2} = k.\ 45.10^{-10}$

$\rightarrow$ **k =** $\frac{6{,}6.10^{-2}}{45.10^{-10}}$ **= 1,5. 10^7 $mol^{-1}.l.h^{-1}$**

III. Exercícios de consolidação

1. A velocidade de uma reacção química depende:

I. da frequência dos choques (colisões) entre as moléculas.

II. da energia dos choques.

III. da orientação apropriada das moléculas no instante do choque.

Estão correctas as alternativas:

A. I, II e III B. Somente I C. Somente II D. Somente I e II

2. Assinale a alternativa que apresenta agentes que tendem a aumentar a velocidade de uma reacção:

A. calor, obscuridade, catalisador.

B. calor, maior superfície de contacto entre reagentes, ausência de catalisador.

C. calor, maior superfície de contacto entre reagentes, catalisador.

D. frio, obscuridade, ausência de catalisador.

3. $NaHSO_4 + CH_3COONa \rightarrow CH_3COOH + Na_2SO_4$

A reacção representada pela equação acima é realizada segundo dois procedimentos:

I. Triturando reagentes sólidos.

II. Misturando soluções aquosas concentradas dos reagentes.

Utilizando as mesmas quantidades de $NaHSO_4$ e de CH_3COONa nesses procedimentos, à mesma temperatura, a formação do ácido acético:

A. é mais rápida em II porque em solução a frequência de colisões entre os reagentes é maior.

B. é mais rápida em I porque no estado sólido a concentração dos reagentes é maior.

C. ocorre em I e II com igual velocidade porque os reagentes são os mesmos.

D. é mais rápida em I porque o ácido acético é liberado na forma de vapor.

4. A elevação de temperatura aumenta a velocidade das reações químicas porque aumenta os factores apresentados nas alternativas, **EXCEPTO:**

A.A velocidade média das moléculas.

B.A energia de activação.

C.O número de colisões por segundo entre as moléculas.

D.A frequência das colisões efectivas.

5. Indique, entre as alternativas abaixo, a forma mais rapidamente oxidável para um material de ferro, supondo que todas foram submetidas às mesmas condições de severidade.

A. Limalha. B. Chapa plana. C. Esferas. D. Bastão. E.

6. Considerando a seguinte reacção elementar:

$$N_2(g) + 2O_2(g) \rightarrow 2NO(g);\ v = k.[N_2].[O_2]^2$$

Assinale a alternativa verdadeira.

A) Ao duplicarmos a concentração do $O_2(g)$, a velocidade da reacção torna-se duas vezes maior.

B) A velocidade da reacção não se altera, se duplicarmos a concentração do $N_2(g)$.

C) A velocidade fica inalterada, se variarmos igualmente as concentrações de $N_2(g)$ e $O_2(g)$.

D) Ao duplicarmos a concentração de $O_2(g)$ e reduzirmos a metade a concentração de $N_2(g)$, a velocidade da reacção torna-se duas vezes maior.

7. A velocidade de uma reacção global, quando composta de várias etapas, é:

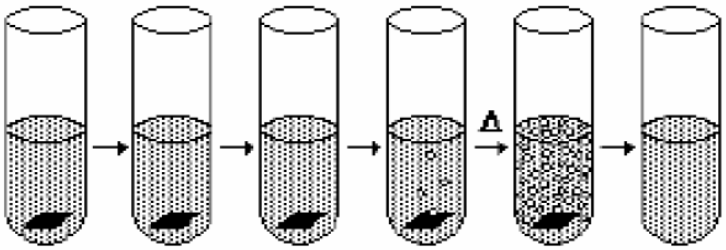
A. Média das velocidades das etapas.

B. Determinada pela velocidade da etapa mais rápida.

C. Determinada pela velocidade da etapa mais lenta.

D. Determinada pela soma das constantes de velocidade de cada reacção.

8. O esquema mostra observações feitas por um aluno, quando uma chapa de alumínio foi colocada em um tubo de ensaio, contendo solução aquosa de HCl.



Nessa experiência, ocorre o desprendimento de um gás e a formação de um sal. A respeito dela é correcto afirmar que:

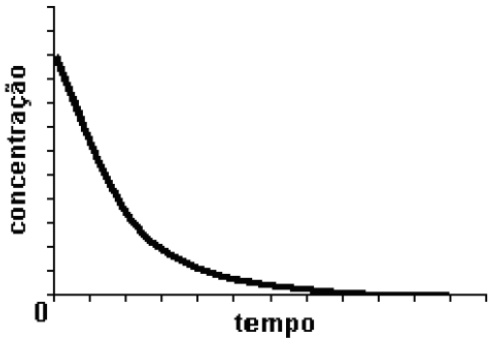
A. a frio, a reacção é forte e processa-se instantaneamente.

B. o gás formado é o oxigénio.

C. a reacção é acelerada quando o sistema é aquecido.

D. a velocidade da reacção não se altera com o aumento de temperatura.

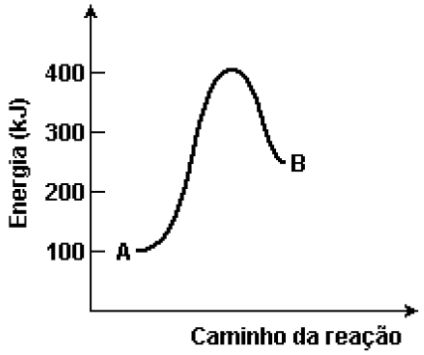
9. Numa dada experiência, em um recipiente fechado, a concentração de NO_2 em função do tempo apresentou o seguinte comportamento:



O papel do NO_2 neste sistema de reacção é:

A. reagente. B. intermediário. C. produto. D. catalisador.

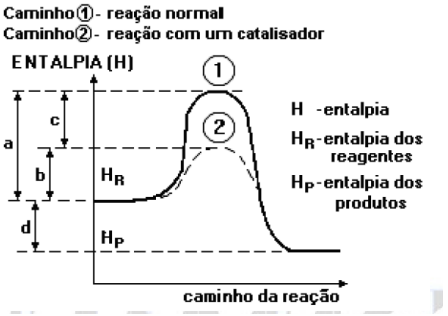
10. Observe o gráfico a seguir.



No gráfico, o perfil da reacção genérica A → B,indica que a energia de activação do processo, em kJ, é igual a:

A. 100. B. 250. C. 300. D. 400.

11. O gráfico a seguir refere-se ao diagrama energético de uma reacção química (reagentes→produtos), onde estão destacados dois caminhos de reacção:



Após uma análise das entalpias dos reagentes, dos produtos e dos valores a, b, c e d, pode-se afirmar que a:

A. reacção é endotérmica e a presença do catalisador diminuiu o **Δ**H de a para b.
B. reacção é endotérmica e **a** representa o **Δ**H com a presença do catalisador.
C. reacção é exotérmica e a energia de activação, sem a presença do catalisador, é representada por **c**.
D. presença do catalisador diminuiu a energia de activação de **a** para **b** e mantém constante o **Δ**H da reacção representada por **d**.

12. Em solução aquosa ocorre a transformação:

$$H_2O_2 + 2I^- + 2H^+ \rightarrow 2H_2O + I_2$$

(Reagentes) (Produtos)

Em quatro experiências, mediu-se o tempo decorrido para a formação de mesma concentração de I_2, tendo-se na mistura de reacção as seguintes concentrações iniciais de reagentes:

Experiência	Concentrações iniciais (mol/l)			Tempo (s)
	H_2O_2	I^-	H^+	
I	0,25	0,25	0,25	56
II	0,17	0,25	0,25	87
III	0,25	0,25	0,17	56
IV	0,25	0,17	0,25	85

Esses dados indicam que a velocidade da reacção considerada depende apenas da concentração de:

A. H_2O_2 e I^-. B. H_2O_2 e H^+. C. H_2O_2. D. H^+.

13. A tabela a seguir mostra situações experimentais realizadas por um estudante sobre a reacção:

$$Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g).$$

Experiência	**Massa de Zn(g)**	**Forma do Zn**	**Conc. do ácido (mol/l)**	**Temperatura (ºC)**
I	1,0	Barra	0,2	20
II	1,0	em Pó	0,2	60
III	3,0	em Pó	0,2	20
IV	3,0	Barra	0,5	60
V	3,0	em Pó	0,5	60

Assinale a experiência em que a reacção entre o metal zinco e a solução de ácido clorídrico se processou com maior rapidez:

A. I B. II C. III D. IV E. V

14. A formação do dióxido de carbono (CO_2) pode ser representada pela equação:

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g).$$

Se a velocidade de formação do CO_2 for de 4 mol/minuto, o consumo de oxigénio, em mol/minuto, será:

A. 8 B. 16 C. 4 D. 12

15. A combustão completa do etanol ocorre pela equação:

$$C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O\ (*)$$

Considerando que em uma hora foram produzidos 2640g de gás carbónico. A velocidade do consumo de etanol (mol/min) será:

A. 0,5 mol/min B. 1 mol/min

C. 30 mol/min D. 60 mol/min

16. Dada a equação: $X \rightarrow Y + Z$

A variação na concentração de X em função do tempo é proposta na tabela:

X (mol/l)	1	0,7	0,4	0,3
Tempo (s)	0	120	300	540

A velocidade média da reacção no intervalo de 5 a 9 minutos será:

A. 0,03 mol/l.min. B. 0,1 mol/l.min.

C. 0,025 mol/l.min. D. 0,01 mol/l.min.

17. Abaixo temos a representação do processo de decomposição do amoníaco:

$$2\ NH_3(g) \rightarrow N_2(g) + 3\ H_2(g)$$

A tabela abaixo indica a variação na concentração do reagente em função do tempo:

Concentração de NH_3 (mol/l)	8	6	4	1
Tempo em horas	0	1	2	3

O valor da velocidade média de reacção em relação ao amoníaco nas três primeiras horas será:

A. 4,0 mol/l.h
B. 2,0 mol/l.h
C. 1,0 mol/l.h
D. 2,3 mol/l.h

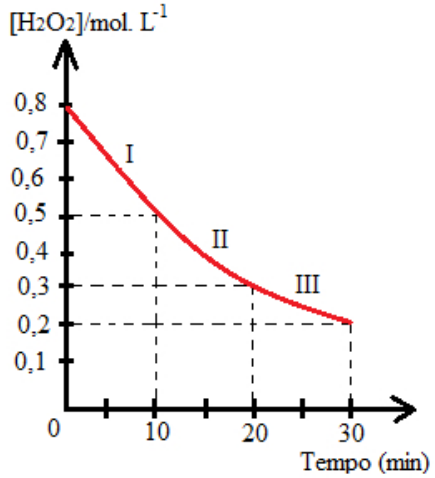
18. A velocidade média da reacção $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ é 0,5 mol/l.min. A velocidade média de consumo em função do tempo do nitrogénio (N_2)é:

A. 6 mol/l.min.
B. 3 mol/l.min.
C. 0,5 mol/l.min.
D. 5 mol/l.min

19. A água oxigenada, H_2O_2, decompõe-se, produzindo água e gás oxigénio, de acordo com a equação:

$$H_2O_2 \rightarrow H_2O + ½\ O_2$$

O gráfico abaixo foi construído a partir de dados experimentais e mostra a variação da concentração de água oxigenada em função do tempo. **Qual será a velocidade média de decomposição da água oxigenada nos intervalos I, II e III?**



A. 0,03 mol/l.min; 0,02 mol/l.min; 0,01 mol/l.min.
B. -0,03 mol/l.min; -0,02 mol/l.min; -0,01 mol/l.min.
C. 0,8 mol/l.min; 0,5 mol/l.min; 0,3 mol/l.min.
D. 0,5 mol/l.min; 0,3 mol/l.min; 0,2 mol/l. min.

20. Realizou-se a reacção de decomposição do ácido carbónico: $H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2$. Mediu-se a concentração em quantidade de matéria de gás carbónico nos tempos 10s e 20s

e obteve-se o seguinte resultado em mol/l: 10s: 0,2 M, 20s: 0,8 M. O valor da velocidade média dessa reacção no intervalo de 10s a 20s será:

A. 0,02 mol/l.s
B. 0,06mol/l.s
C. 0,08 mol/l.s
D. 0,03 mol/l.s

21. Considere a seguinte reacção química: $N_2(g) + 2O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$, em que a velocidade da reacção obedece à equação: $v = k [N_2] [O_2]^2$. Triplicando a concentração mol/l de gás nitrogénio e duplicando a concentração mol/l de gás oxigénio e mantendo as demais condições constantes, nota-se que a velocidade da reacção:

A. permanece constante.
B. aumenta seis vezes.
C. aumenta nove vezes.
D. aumenta doze vezes.

22. Uma das reações que podem ocorrer no ar poluído é a reacção do dióxido de nitrogénio, NO_2, com o ozónio, O_3:

$$NO_{2(g)} + O_{3(g)} \rightarrow NO_{3(g)} + O_{2(g)}$$

Os seguintes dados foram coletados nessa reacção, a 25°C

Experiência	$[NO_2]$ inicial (mol/l)	$[O_3]$ inicial (mol/l)	Velocidade (mol/l.s)
1	$5,0 \times 10^{-5}$	$1,0 \times 10^{-5}$	$2,2 \times 10^{-2}$
2	$5,0 \times 10^{-5}$	$2,0 \times 10^{-5}$	$4,4 \times 10^{-2}$
3	$2,5 \times 10^{-5}$	$2,0 \times 10^{-5}$	$2,2 \times 10^{-2}$

A expressão da Lei da Velocidade e o valor da constante de velocidade de reacção são, respectivamente:

A. $v = k . [NO_2]$ e $2,2. 10^7$
B. $v = k . [O_3]$ e $4,4.10^7$
C. $v = k . [NO_2] + [O_3]$ e $2,2.10^7$
D. $v = k . [NO_2] [O_3]$ e $4,4.10^7$

Nota: ***Os alunos podem consultar e fazer mais exercícios nas referências seguintes:***

1. Amadeu Afonso e Anastácio Vilanculos (2017), *Q12-Química 12ª classe*, Texto Editores, Lda.-Moçambique
2. Site: ead.mined.gov.mz→Módudos de Química do II ciclo → Módulo 4→Lição 1 a 6 (P. 4-48)

UNIDADE TEMÁTICA 2 **EQUILÍBRIO QUÍMICO**

I. Resumo de conteúdos

1. Reacção irreversível e reacção reversível

1.1. Reacção irreversível

Reacções irreversíveis são aquelas que decorrem num único sentido e até ao fim, isto é, até ao esgotamento completo de um dos reagentes.

Exemplo 1: A queima de papel é uma reacção irreversível. A combustão ocorre até que o fogo consuma toda a folha de papel, restando somente as cinzas. O papel não volta ao estado inicial.

Exemplo 2: $Zn(s) + 4HNO_3(aq) \rightarrow Zn(NO_3)_2(aq) + 2NO_2(g) + 2H_2O(l)$

Com uma quantidade suficiente de ácido nítrico concentrado, a reacção termina somente quando todo o zinco reagir. Tentando realizar a reacção no sentido contrário, isto é, fazendo passar o dióxido de azoto através duma solução de nitrato de zinco, a reacção não se processa, o que confirma que a reacção entre o zinco e o ácido nítrico é irreversível.

1.2. Reacção reversível

Reacções reversíveis são aquelas em que os produtos da reacção, no momento em que começam a se formar, reagem para se transformarem em reagentes. Deste modo, uma reacção reversível é parcial e jamais se completa porque a regeneração é contínua.

Considere uma reacção genérica em que misturamos certa quantidade de um reagente A com um reagente B e eles transformam-se nos produtos C e D.

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

Em uma segunda transformação, a substância C é misturada à substância D e elas transformam-se nos produtos A e B:

$$cC + dD \rightarrow aA + bB$$

Observe que os produtos da primeira reacção são os reagentes da segunda reacção e vice-versa. Assim, se essas duas reações ocorrerem ao mesmo tempo, em um único meio, dizemos que é um processo reversível. Temos que:

- Reacção directa: $aA + bB \rightarrow cC + dD$
- Reacção inversa: $cC + dD \rightarrow aA + bB$

Então podemos representar esse tipo de reacção em uma única forma:

$$aA + bB \rightleftarrows cC + dD$$

Duas setas (⇄) ou (⇌) são a indicação de que um processo é reversível, sendo que a seta para a direita (→) corresponde à reacção **directa, o**correndo no sentido de formação dos produtos; enquanto a seta voltada para a esquerda **(**←) corresponde à reacção **inversa,** ocorrendo no sentido de formação dos reagentes.

Exemplo 1: A produção do amoníaco é feita pela reacção entre os gases hidrogénio e nitrogénio. No entanto, a quantidade de amoníaco obtida experimentalmente é sempre menor que a proporção dada na equação química, ou seja, o rendimento não é 100%. Isso acontece porque uma parte do amoníaco produzida é decomposta, regenerando seus gases de origem. Assim, temos a seguinte reacção reversível:

$$\mathbf{N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftarrows 2\ NH_{3(g)}}$$

Exemplo 2: $CH_3COOH + CH_3OH \rightleftarrows CH_3COOCH_3 + H_2O$

Exemplo 3:

N_2O_4 (g)	⇄	$2NO_2$ (g)
Incolor		castanho

2. Equilíbrio químico

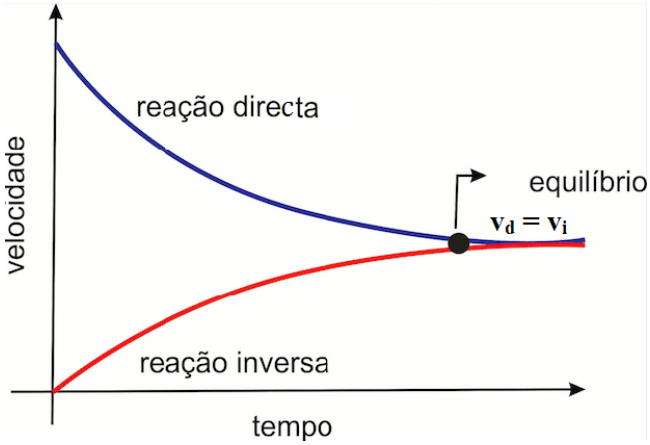
2.1. Características de um sistema em equilíbrio

Considere a reacção reversível genérica:

$$aA + bB \rightleftarrows cC + dD$$

Inicialmente, observando uma determinada quantidade de A e B e concentrações de C e D nulas. No decorrer da reacção, as concentrações de A e B diminuem e de C e D aumentam. A velocidade da reacção inversa, que é nula a princípio, cresce continuamente com o tempo. A velocidade da reacção directa diminui e da inversa aumenta, até que atinjam a igualdade. Nesse momento, as substâncias A e B formam-se na mesma velocidade em

que são consumidas. As concentrações de reagentes e produtos não mais se alteram. Este é o instante no qual a mistura de reacção atingiu o equilíbrio químico.



Variação entre velocidade e tempo. No equilíbrio, velocidades se igualam.

No estado de equilíbrio, mesmo com o sistema aparentando estar parado, as reações directas e inversas continuam a ocorrer, com velocidades iguais. Por isso as concentrações das substâncias permanecem constantes.

Portanto, um equilíbrio químico pode ser caracterizado pelos seguintes pontos:

2.2. Constantes de equilíbrio (K_{eq})

2.2.1. Constante de equilíbrio em função das concentrações molares (K_C)

Consideremos o equilíbrio representado pela equação geral:

$$\mathbf{aA + bB} \underset{v_2}{\overset{v_1}{\rightleftarrows}} \mathbf{cC + dD} \text{ (sistema homogéneo)}$$

Supondo que as reacções nos dois sentidos sejam elementares:

$$v_1 = k_1.[A]^a.[B]^b \text{ e } v_2 = k_2.[C]^c.[D]^d$$

No estado de equilíbrio:

$$v_1 = v_2 \text{ ou seja: } k_1.[A]^a.[B]^b = k_2.[C]^c.[D]^d$$

$$\rightarrow \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c.[D]^d}{[A]^a.[B]^b} \quad \rightarrow K_C = \frac{[C]^c.[D]^d}{[A]^a.[B]^b}$$

K_C = constante de equilíbrio

A expressão da constante de equilíbrio (K_C) é a Lei da Acção das massas ou Lei de Guldberg e Waage do equilíbrio, porque foi estabelecida por esses cientistas noruegueses em 1863.

A constante K_C é denominada constante de equilíbrio em termos de concentração e é uma grandeza com valor específico para uma dada reacção e temperatura, independente das concentrações iniciais, volume do recipiente ou pressão.

O valor do K_C varia muito de um equilíbrio para outro. Para um mesmo equilíbrio, o valor K_C varia com a temperatura, mas não com a concentração das substâncias participantes nem com a pressão.

A expressão da Lei da Acção das massas de Guldberg e Waage aplicada aos equilíbrios e expressão das respectivas constantes de equilíbrio (K_C):

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g) \; ; \; K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$\mathbf{2NH_3(g)} \rightleftarrows N_2(g) + 3H_2(g); \; K_C = \frac{[N_2][H_2]^3}{[NH_3]^2}$$

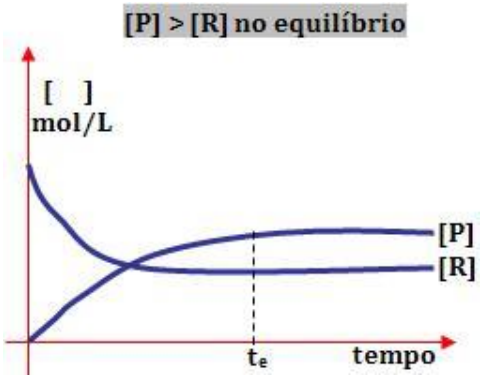
Interpretação do valor K_C e a extensão da reacção

Considere os exemplos e situação de equilíbrio a seguir e suas respectivas constantes.

❖ **Caso 1:** $2NO(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2NO_2(g)$; $K_C = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2[O_2]} \rightarrow K_C = 6.45.10^5 > 1$

K_C > 1: a concentração dos «produtos» (no numerador) é maior que a dos «reagentes» (no denominador), informando que a reacção directa prevalece sobre a inversa, significando que a reacção ocorre com maior extensão no sentido de formação dos produtos.

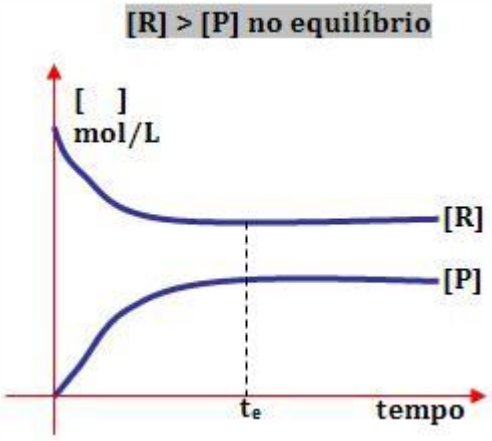
$[A]^a . [B]^b < [C]^c . [D]^d \leftrightarrow K_C > 1 \rightarrow$ a reacção é mais extensa no sentido directo.



❖ **Caso 2:** $N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftarrows 2\ NH_{3(g)}$; $\mathbf{K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}} \rightarrow K_C = 2{,}37.10^{-3} < 1$

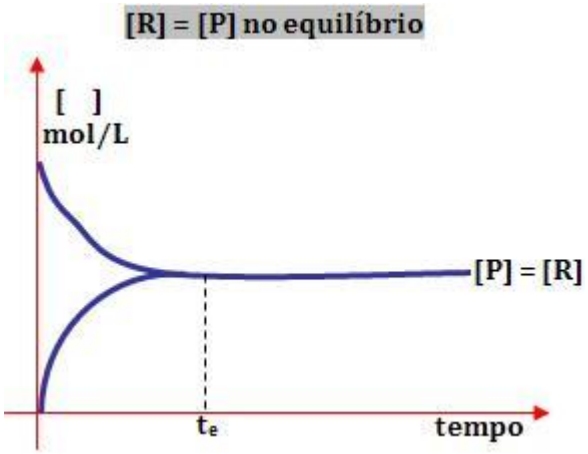
K_C < 1: a concentração dos «reagentes» (denominador) é maior que a maioria dos «produtos» (numerador), indicando que a reacção inversa prevalece sobre a directa, significando que a reacção ocorre com maior extensão no sentido de formação dos reagentes.

$[A]^a . [B]^b > [C]^c . [D]^d \leftrightarrow K_C < 1 \rightarrow$ a reacção é mais extensa no sentido inverso.



❖ **Caso 3:** Quando o produto da concentração dos produtos, elevadas aos respectivos coeficientes estequiométricos no equilíbrio é igual ao produto das concentrações dos reagentes elevadas aos respectivos coeficientes estequiométricos no equilíbrio, a constante de equilíbrio é igual a 1 e a reacção decorre com igual extensão nos dois sentidos.

❖ **$[A]^a . [B]^b = [C]^c . [D]^d \leftrightarrow K_C = 1 \rightarrow$ a reacção decorre com igual extensão nos dois sentidos.**



Conclusão:

- Quanto maior for o valor de K_C, maior será a extensão da ocorrência da reacção directa.
- Quando menor for o valor de K_C, maior será a extensão da ocorrência da reacção inversa.

*2.2.2. Constante de equilíbrio em função das **pressões parciais (K_P)***

O K_P é aplicável a equilíbrios homogéneos gasosos, ou equilíbrios heterogéneos, cuja constante de equilíbrio é função apenas do componente gasoso. Para o equilíbrio hipotético abaixo, sob V, P e T constantes, temos:

$$aA(g) + bB(g) \rightleftarrows cC(g) + dD(g)$$

$$\rightarrow K_P = \frac{(P_C)^c . (P_D)^d}{(P_A)^a . (P_B)^b}$$

Onde:

K_P = constante de equilíbrio em função das pressões parciais.

P_A= pressão parcial do reagente A no equilíbrio

P_B = pressão parcial do reagente B no equilíbrio

P_C= pressão parcial do reagente C no equilíbrio

P_D = pressão parcial do reagente D no equilíbrio

O K_P tem valor constante para uma dada temperatura, independente das pressões parciais iniciais, volume do recipiente ou pressão.

Exemplo: $Na_2CO_3(s) \rightleftarrows Na_2O(s) + CO_2(g)$; $K_P = (P_{CO_2})$

2.2.3. Relação entre K_P e K_C

A pressão parcial de qualquer gás numa mistura de gases é proporcional à sua concentração, como se pode ver pela expressão da pressão parcial do gás A numa mistura:

$$P_AV = n_ART \text{ ou } PA = \frac{n_A.RT}{V} \text{ sendo } \frac{n_A}{V} = \frac{P_A}{(RT)}$$

Assim, quando na reacção reversível aA + bB ⇌ cC + dD todos os componentes são gases, a expressão do equilíbrio da reacção fica:

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

Esta pode ser escrita em função da pressão, uma vez deduzida da Lei de Dalton:

$P_AV = n_ART \rightarrow [A] = \frac{P_A}{RT}$

$P_BV = n_BRT \rightarrow [B] = \frac{P_B}{RT}$

$P_CV = n_CRT \rightarrow [C] = \frac{P_C}{RT}$

$P_DV = n_DRT \rightarrow [D] = \frac{P_D}{RT}$

Logo, a expressão da constante de equilíbrio assume a forma:

$$K_C = \frac{(\frac{P_C}{RT})^c(\frac{P_D}{RT})^d}{(\frac{P_A}{RT})^a(\frac{P_B}{RT})^b} = \frac{(P_C)^c \times (P_D)^d}{(RT)^{(c+d)}} \times \frac{(RT)^{(a+b)}}{(P_A)^a \times (P_B)^b} = \frac{(P_C)^c \times (P_D)^d}{(P_A)^a \times (P_B)^b} \times \frac{(RT)^{(a+b)}}{(RT)^{(c+d)}} = K_P \times \frac{(RT)^{(a+b)}}{(RT)^{(c+d)}}$$

$$\rightarrow K_P = K_C \times \frac{(RT)^{(c+d)}}{(RT)^{(a+b)}} = K_C \times (RT)^{(c+d)-(a+b)} = K_C \times (RT)^{\Delta n}$$

$$\rightarrow \mathbf{K_P = K_C \times (RT)^{\Delta n}}$$

Onde:

- R é a constante universal dos gases (se P é em atm e V em l, R = 0,082 $atm.l.mol^{-1}.K^{-1}$);
- T é a temperatura absoluta (kelvin ↔ K);
- Δn é a diferença entre a soma dos coeficientes estequiométricos dos produtos e a soma dos coeficientes estequiométricos dos reagentes.

Exemplo: $2\,H_2(g) + 1O_2(g) \rightleftarrows 2\,H_2O(g)$

Δn = 2 – (2 + 1) = -1

Se o $K_C = 3{,}3.10^{81}$ à temperatura de 25°C (T = 25 + 273 = 298K), o K_P valerá:

$$\mathbf{K_P = K_C \times (RT)^{\Delta n}} = 3{,}3.10^{81} \times (0{,}082 \times 298)^{-1} = \frac{3{,}3.10^{81}}{(0{,}082 \times 298)} = 1{,}35.10^{80}$$

2.3. Equilíbrios heterogêneos

Equilíbrios heterogéneos são aqueles nos quais os reagentes e os produtos formam um sistema heterogéneo.

Por exemplos:

1. $C(s) + CO_2(g) \rightleftarrows 2\,CO(g)$
2. $CaCO_3(s) \rightleftarrows CaO(s) + CO_2(g)$
3. $Cu^{2+}_{(aq)} + Zn(s) \rightleftarrows Cu(s) + Zn^{2+}_{(aq)}$

Em um sólido, como a quantidade de partículas por unidade de volume é constante, sua concentração também é constante e não deve aparecer na expressão da constante de equilíbrio. As expressões do K_C e K_P (se houver) dos equilíbrios acima serão:

1. $\mathbf{K_C = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}}$ $\mathbf{K_P = \frac{(P_{CO})^2}{P_{CO_2}}}$
2. $\mathbf{K_C = [CO_2]}$ $\mathbf{K_P = P_{CO_2}}$
3. $\mathbf{K_C = \frac{[Zn^{2+}_{(aq)}]}{[Cu^{2+}_{(aq)}]}}$ **K_P não existe porque o equilíbrio não é gasoso.**

3. Deslocamento do equilíbrio químico e o Princípio de Le Chatelier

3.1. Princípio de Le Chatelier

«Quando se exerce qualquer acção sobre um sistema que se encontra em equilíbrio, o equilíbrio desloca-se no sentido de contrariar tal acção.»

Factores que alteram o equilíbrio ⇨
- **Concentração**
- **Pressão**
- **Temperatura**

3.2. Factores que alteram o equilíbrio químico

O deslocamento de um equilíbrio químico obedece à Lei de Le Chatelier: «Se a um equilíbrio químico for aplicada uma força externa, este se desloca no sentido oposto dessa força, de modo a minimizá-la.»

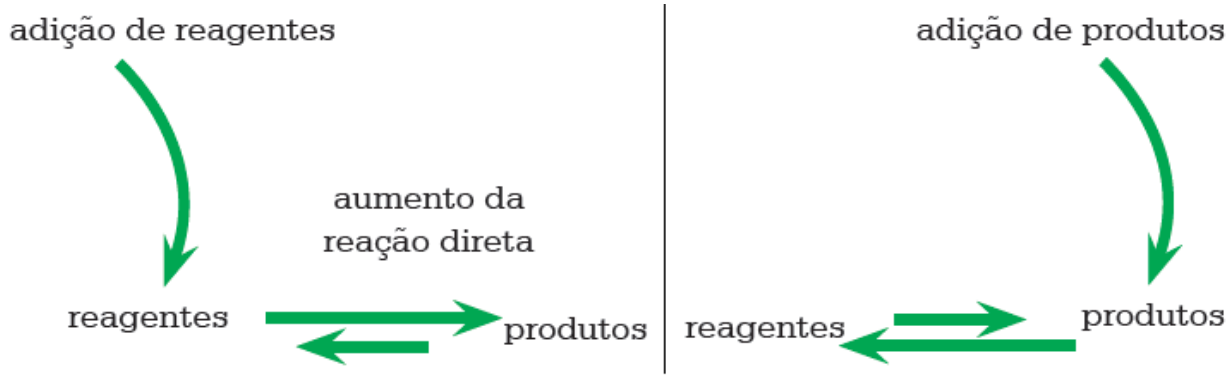
Mas quais são as forças que podem deslocar o equilíbrio?

Para deslocar um equilíbrio químico, é necessário alterar as velocidades da reacção.

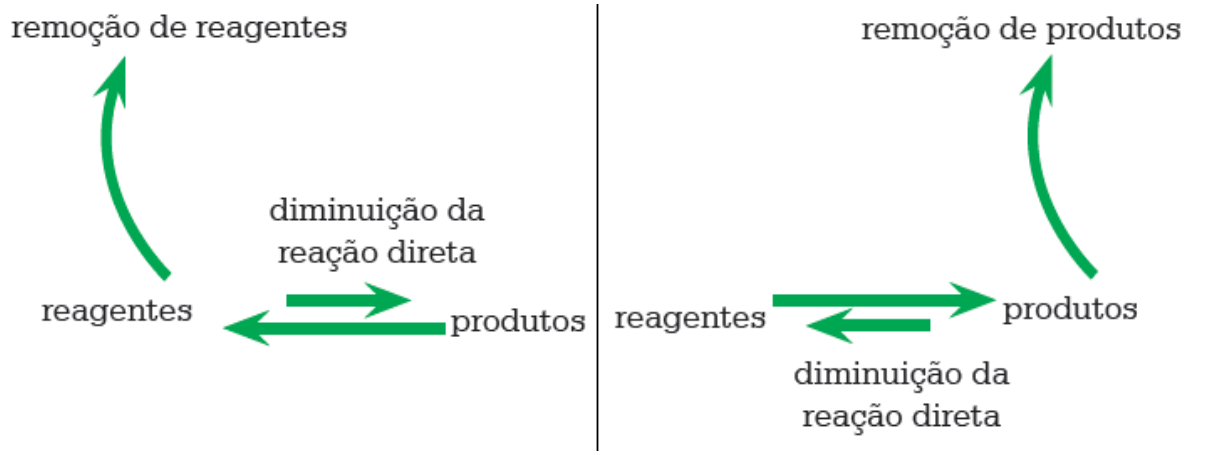
Concentração, pressão, temperatura são factores preponderantes nessa alteração.

a) Variação da concentração

Quando se adiciona um reagente ou produto a um sistema em equilíbrio, esse equilíbrio se desloca no sentido oposto ao do membro em que ocorre a adição.



Por sua vez, a retirada de um reagente ou produto faz com que o equilíbrio se desloca no sentido do membro em que ocorreu a retirada.



Obs.: A adição ou retirada de um sólido não desloca o equilíbrio.

b) Variação da pressão

Como a pressão está directamente ligada à ideia do volume, podemos dizer que a diminuição de volume em um sistema gasoso geralmente provoca um aumento da pressão e vice-versa.

Desta forma, temos que:

- Se a pressão for aumentada, o equilíbrio será deslocado no sentido do menor volume. Mas, se ela for diminuída, o equilíbrio será deslocado no sentido de maior volume.

Em resumo:

Aumento da pressão → contração do volume

Diminuição da pressão → expansão do volume

Exemplo:

$$\underbrace{N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)}}_{\textbf{4 moles}} \rightleftarrows \underbrace{2\ NH_{3(g)}}_{\textbf{2 moles}}$$

Quando aumenta a pressão do sistema, o equilíbrio é deslocado no sentido directo (sentido do menor volume) e quando diminui a pressão do sistema, o equilíbrio é deslocado no sentido inverso (sentido do maior volume).

A variação da pressão não tem influência nos equilíbrios não gasosos, nem nos gasosos que ocorrem sem variação de volume. Por exemplos:

$Cu(s) + 2Ag^{+}(aq) \rightleftarrows Cu^{2+}(aq) + 2Ag_{(S)}$ (o equilíbrio não gasoso)

$$\underbrace{H_{2(g)} + I_{2(g)}}_{\textbf{2 moles}} \rightleftarrows \underbrace{2HI_{(g)}}_{\textbf{2 moles}} \quad \text{(sem variação de volume)}$$

$$Fe_2O_{3(s)} + \underbrace{3CO_{(g)}}_{\textbf{3 moles}} \rightleftarrows 2FeO_{(s)} + \underbrace{3CO_{2(g)}}_{\textbf{3 moles}} \quad \text{(sem variação de volume)}$$

c) Variação da tmperatura

Alterar a temperatura mexe directamente na cinética das colisões das moléculas, alterando a frequência dos choques, logo:

- O aumento da temperatura desloca o equilíbrio no sentido da reacção endotérmica, e a redução datemperatura desloca o equilíbrio no sentido da reacção exotérmica.

Em resumo:

Exemplo: $2H_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2H_2O(g) + \text{calor}$

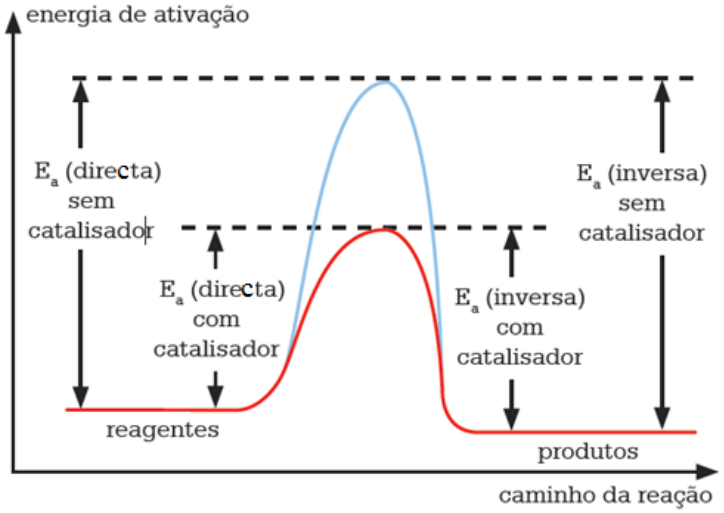
A reacção directa é reacção exotérmica e a reacção inversa é reacção endotérmica. Então, quando aumenta a temperatura do sistema, o equilíbrio é deslocado no sentido inverso (reacção endotérmica); mas quando diminui a temperatura do sistema, o equilíbrio é deslocado no sentido directo (reacção exotérmica).

d) Catalisadores

Catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade da reacção pela diminuição da energia de activação (E_{at}), como no equilíbrio, ele actua de igual forma, nos dois sentidos, não irá alterar o equilíbrio.

Uma reacção genérica está representante pela equação e pelo gráfico a seguir:

A ⇄ B

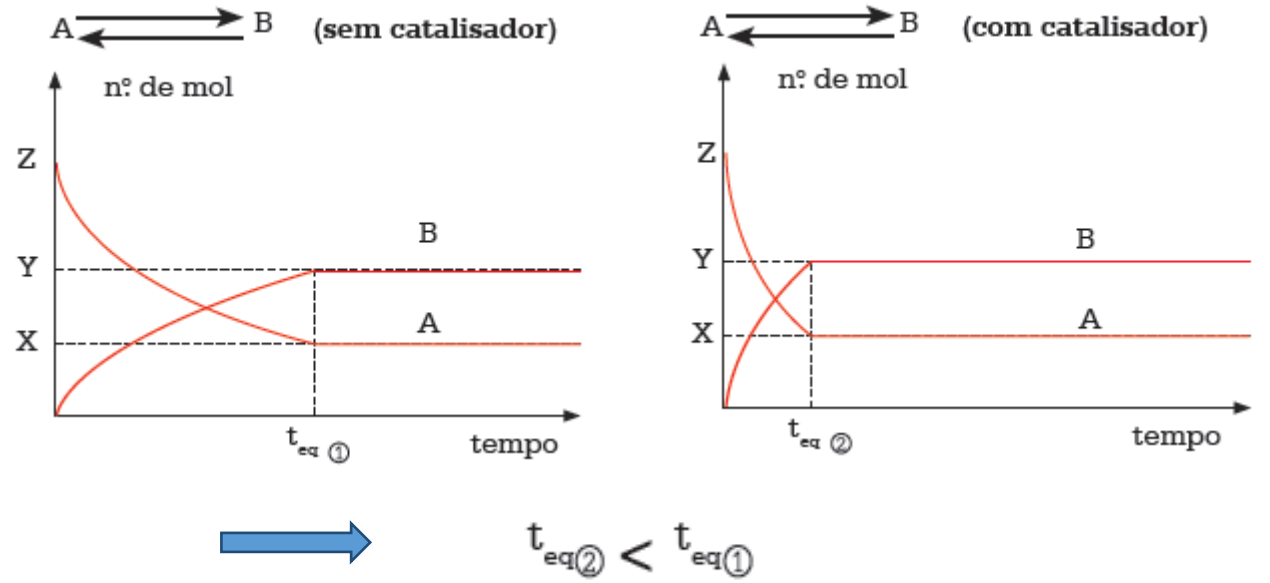


Como o aumento de velocidade da reacção produzido pelo catalisador é o mesmo tanto para a reacção directa como para a inversa, ele não alterar o equilíbrio.

Catalisadores não deslocam equilíbrio

Se o catalisador aumenta a velocidade das reacções directa e inversa, o único efeito que ele provoca num equilíbrio é a diminuição do tempo necessário para que esse equilíbrio seja atingido.

Observe nos gráficos que, tanto numa reacção como na outra – com e sem catalisador -, o número de mol de A e de B no equilíbrio é igual:



$t_{eq②} < t_{eq①}$

II. Alguns tipos de Exercícios

2.1. Exercícios de constantes de equilíbrio químico (K_C e K_P)

Resumo:

❖ **Sistema homogéneo:**

O equilíbrio representado pela equação geral:

$$aA(g) + bB(g) \rightleftarrows cC(g) + dD(g)$$

→ $K_C = \frac{[C]^c.[D]^d}{[A]^a.[B]^b}$; $K_P = \frac{(P_C)^c.(P_D)^d}{(P_A)^a.(P_B)^b}$ e $K_P = K_C \times (RT)^{\Delta n}$

❖ **Sistema heterogéneo:**

- A concentração de um sólido é constante e não aparece na expressão da constante de equilíbrio (K_C).
- O K_P é aplicável a equilíbrios heterogéneos, cuja constante de equilíbrio é função apenas do componente gasoso.

❖ **Nota:**

- O valor do K_C varia muito de um equilíbrio para outro. Para um mesmo equilíbrio, o valor K_C varia com a temperatura, mas não com a concentração das substâncias participantes nem com a pressão.

- O K_P de um equilíbrio tem valor constante para uma dada temperatura, independente das pressões parciais iniciais, volume do recipiente ou pressão.
- A constante de equilíbrio não possui unidade, é adimensional.

Exemplo 1: Escreva as expressões do K_C e K_P (se houver) dos seguintes equilíbrios:

a) $2NO_2(g) \rightleftarrows N_2O_4(g)$

b) $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2SO_3(g)$

c) $2NO(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2NO_2(g)$

d) $PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$

e) $4HCl(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2H_2O(g) + 2Cl_2(g)$

f) $3\ O_2(g) \rightleftarrows 2O_3(g)$

g) $H_2(g) + Br_2(g) \rightleftarrows 2HBr(g)$

h) $CO_2(g) + 2H_2O(l) \rightleftarrows HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$

i) $Cu(s) + 2Ag^+_{(aq)} \rightleftarrows Cu^{2+}_{(aq)} + 2Ag(s)$

j) $3Fe(s) + 4H_2O(g) \rightleftarrows Fe_3O_4(s) + 4H_2(g)$

Resolução:

As expressões do K_C e K_P (se houver) dos equilíbrios acima serão:

a) $K_C = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2}$ $\quad$ **K_P** $= \frac{P_{N_2O_4}}{(P_{NO_2})^2}$

b) $K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2.[O_2]}$ $\quad$ **K_P** $= \frac{(P_{SO_3})^2}{(P_{SO_2})^2.P_{O_2}}$

c) $K_C = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2.[O_2]}$ $\quad$ **K_P** $= \frac{(P_{NO_2})^2}{(P_{NO})^2.P_{O_2}}$

d) $K_C = \frac{[PCl_3].[Cl_2]}{[PCl_5]}$ $\quad$ **K_P** $= \frac{P_{PCl_3}.P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}}$

e) $K_C = \frac{[H_2O]^2.[Cl_2]^2}{[HCl]^4.[O_2]}$ $\quad$ **K_P** $= \frac{(P_{H_2O})^2.(P_{Cl_2})^2}{(P_{HCl})^4.(P_{O_2})}$

f) $K_C = \frac{[O_3]^2}{[O_2]^3}$ $\quad$ **K_P** $= \frac{(P_{O_3})^2}{(P_{O_2})^3}$

g) $K_C = \frac{[HBr]^2}{[H_2].[Br_2]}$ $\quad$ **K_P** $= \frac{(P_{HBr})^2}{P_{H_2}.P_{Br_2}}$

h) $K_C = \frac{[HCO_3^-].[H_3O^+]}{[CO_2].[H_2O]^2}$ $\quad$ **K_P** $= \frac{1}{P_{CO_2}}$

i) $K_C = \frac{[Cu^{2+}]}{[Ag^+]^2}$ **K_P** não existe porque o equilíbrio não é gasoso.

j) $K_C = \frac{[H_2]^4}{[H_2O]^4}$ **$K_P = \frac{(P_{H_2})^4}{(P_{H_2O})^4}$**

Exemplo 2: No sistema A(g) + 2B(g) ⇄ C(g), as concentrações de equilíbrio são: [A] = 0,06 mol/l; [B] = 0,12 mol/l; [C] = 0,216 mol/l. **Determine o valor da constante de equilíbrio.**

Solução:

Substitui as concentrações de equilíbrio na expressão da constante de equilíbrio:

$$K_C = \frac{[C]}{[A].[B]^2} = \frac{0,216}{0,06.(0,12)^2} = 250$$

Exemplo 3: Ao ser atingido o equilíbrio da reacção $PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$, encontramos a uma determinada temperatura as seguintes pressões parciais:

$P(PCl_5) = 1$ atm; $P(PCl_3) = 0,5$ atm; $P(Cl_2) = 0,5$ atm

Qual é o valor de K_P?

Solução:

$$K_P = \frac{P_{PCl_3}.P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}} = \frac{0,5 \times 0,5}{1} = 0,25$$

Exemplo 4: Considere o seguinte equilíbrio a 230ºC: $2NO(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2NO_2(g)$.

Numa dada experiência, as concentrações de equilíbrio encontradas foram:

$[NO] = 0,0542$ mol/l; $[O_2] = 0,127$ mol/l e $[NO_2] = 15,5$ mol/l.

Calcule a constante de equilíbrio em função das concentrações molares e em função das pressões parciais.

Solução:

- A constante de equilíbrio em função das concentrações molares (K_C)

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2.[O_2]} = \frac{(15,5)^2}{(0,0542)^2 \times 0,127} = 6,44.\ 10^5$$

- A constante de equilíbrio em função das pressões parciais (K_P)

$\Delta n = 2 - (2 + 1) = -1$

Se o $K_C = 6,44.\ 10^5$ à temperatura de 230°C (T = 230 + 273 = 503K), o K_P valerá:

$$K_P = K_C \times (RT)^{\Delta n} = 6{,}44.\ 10^5 \times (0{,}082\times 503)^{-1} = \frac{6{,}44.10^5}{(0{,}082\times 503)} = 1{,}56.10^4$$

Exemplo 5: 16,0g de SO_3 são aquecidos num tubo de capacidade igual a 10,0 litros, à temperatura constante de 1000ºC. Estabelecido o equilíbrio, verifica-se a formação de 1,92g de O_2.

a) **Calcule o K_C e K_P de decomposição do SO_3, a 1000ºC. (Dados: S = 32; O = 16)**
b) **Esboce um gráfico mostrando a variação do número de moles dos reagentes e produtos em função do** tempo.

Solução:

$$2SO_3(g) \rightleftarrows 2SO_2(g) + O_2(g)$$

$M(SO_3) = 32 + 16\times 3 = 80$ g/mol $\rightarrow n(SO_3) = \frac{m(SO_3)}{M(SO_3)} = \frac{16}{80} = 0{,}2$ mol

$M(O_2) = 16\times 2 = 32$ g/mol $\rightarrow n(O_2) = \frac{m(O_2)}{M(O_2)} = \frac{1{,}92}{32} = 0{,}06$ mol

A equação mostra que a formação de 1 mol de O_2 é acompanhada da formação de 2 moles de SO_2. Portanto, a formação de 0,06 mol de O_2 é acompanhada da formação de: $2\times 0{,}06 = 0{,}12$ mol de SO_2.

Por outro lado, a equação mostra que a formação de 1 mol de O_2 é acompanhada da decomposição de 2 moles de SO_3. Portanto, a formação de 0,06 mol de O_2 é acompanhada da decomposição de: $2\times 0{,}06 = 0{,}12$ mol de SO_3.

$n(SO_3)$ inicial = 0,2 mol; $n(SO_3)$ decomposto = 0,12 mol

$\rightarrow n(SO_3)$ no equilíbrio = 0,2 - 0,12 = 0,08 mol

	$2SO_3(g)$	$\rightleftarrows$	$2SO_2(g)$	+	$O_2(g)$
No início	0,2 mol		0 mol		0 mol
Reagem	0,12 mol		-		-
Formam-se	-		0,12 mol		0,06 mol
No equilíbrio	0,08 mol		0,12 mol		0,06 mol

Como o volume do sistema é igual a 10,0 litros, as concentrações em mol/l no equilíbrio serão:

$[SO_3] = \frac{0{,}08}{10{,}0} = 0{,}008$ mol/l;

$[SO_2] = \frac{0,12}{10,0}$ = 0,012 mol/l;

$[O_2] = \frac{0,06}{10,0}$ = 0,006 mol/l

a) Calcule o K_C e K_P de decomposição do SO_3, a 1000ºC

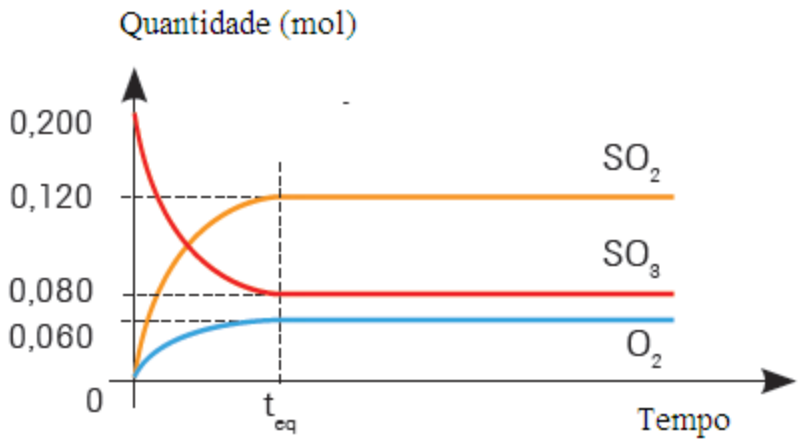
❖ **$K_C = \frac{[SO_2]^2.[O_2]}{[SO_3]^2} = \frac{(0,012)^2.0,006}{(0,008)^2} = 1,35.10^{-2}$**

❖ **K_P**: Δn = (2 + 1) - 2 = 1.

Se o $K_C = 1,35.10^{-2}$ à temperatura de 1000°C (T = 1000 + 273 = 1273K), o K_P valerá:

$$K_P = K_C \times (RT)^{\Delta n} = 1,35.10^{-2} \times (0,082 \times 1273)^1 = 1,41$$

b) O gráfico mostrando a variação do número de moles dos reagentes e produtos em função do tempo:



Exemplo 6: Um recipiente fechado contém o sistema gasoso representado pela equação:

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2SO_3(g)$$

Sob pressão de 6,0 atm e constituído por 0,4 mol de SO_2, 1,6 moles de O_2 e 2,0 moles de SO_3. Determine o valor da constante de equilíbrio do sistema em termos de pressões parciais.

Solução:

Numa mistura gasosa, a pressão parcial de um gás é proporcional ao seu número de mol. O número total de mol da mistura é:

n(mistura) = $n(SO_2) + n(O_2) + n(SO_3)$ = 0,4 + 1,6 + 2,0 = 4,0 moles

Inicialmente, determina-se a pressão parcial (P) de cada gás no equilíbrio:

$$SO_2 \left\{ \begin{matrix} 4,0\ mol - 6,0atm \\ 0,4\ mol - x \end{matrix} \right\} P_{SO_2} = 0,6atm$$

$$O_2 \left\{ \begin{matrix} 4,0\ mol - 6,0atm \\ 1,6\ mol - x \end{matrix} \right\} P_{O_2} = 2,4atm$$

$$SO_3 \left\{ \begin{matrix} 4,0\ mol - 6,0atm \\ \boldsymbol{2,0}\ mol - x \end{matrix} \right\} P_{SO_3} = 3,0atm$$

Substituindo os valores na expressão de K_P:

$$\mathbf{K_P} = \frac{(P_{SO_3})^2}{(P_{SO_2})^2.P_{O_2}} = \frac{(3,0)^2}{(0,6)^2.2,4} = 10,4$$

Exemplo 7: Um sistema gasoso é constituído por um mole de H_2 e um mole de I_2. Num recipiente de 2 litros de capacidade, a reacção é: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI\ (g)$. Para esta reacção, $K_C = 55,3$, a uma dada temperatura. **Quais são as concentrações depois de atingido o equilíbrio?**

Resolução:

As concentrações iniciais de H_2, I_2 e HI são:

$[H_2]_{inicial} = [I_2]_{inicial} = \frac{1}{2} = 0,5$ mol/l

$[HI]_{inicial} = 0$ mol/l

	H_2	I_2	HI
Concentração inicial	0,5	0,5	0
Variação	- x	- x	+ 2x
Concentração no equilíbrio	0,5 - x	0,5 - x	2x

$\rightarrow K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2].[I_2]} = \frac{(2x)^2}{(0,5-x).(0,5-x)} = 55,3 \leftrightarrow \frac{2x}{(0,5-x)} = \sqrt{55,3} = 7,436$ (porque $\frac{2x}{(0,5-x)} > 0$)

$\leftrightarrow 2x = 3,718 - 7,436x \leftrightarrow 9,436x = 3,718 \rightarrow x = 0,394$

Em equilíbrio:

$[H_2] = [I_2] = 0,5 - x = 0,5 - 0,394 = 0,106$ mol/l;

$[HI] = 2x = 2\times 0,394 = 0,788$ mol/l

Exemplo 8: 0,100 mol de PCl_5 é colocado em um recipiente de 2,00 litros a 160ºC. Após estabelecido o equilíbrio: $PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$. **Quais são as concentrações de todas as espécies? ($K_C = 2{,}11\times 10^{-2}$).**

Resolução:

As concentrações iniciais de PCl_5, PCl_3 e Cl_2 são:

$$[PCl_5]_{inicial} = \frac{0{,}100}{2{,}00} = 0{,}05 \text{ mol/l}$$

$$[PCl_3]_{inicial} = [Cl_2]_{inicial} = 0 \text{ mol/l}$$

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
Concentração inicial	0,05	0	0
Variação	- x	+ x	+ x
Concentração no equilíbrio	0,05 - x	+ x	+ x

$\rightarrow K_C = \frac{[PCl_3].[Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{x.x}{(0{,}05-x)} = 0{,}0211$

$\leftrightarrow x^2 = 0{,}001055 - 0{,}0211x \leftrightarrow x^2 + 0{,}0211x - 0{,}001055 = 0$

$\rightarrow x = 0{,}0236$ (porque $0 < x < 0{,}05$)

Em equilíbrio:

$[PCl_3] = [Cl_2] = x = 0{,}0236$ mol/l;

$[PCl_5] = 0{,}05 - x = 0{,}05 - 0{,}0236 = 0{,}0264$ mol/l

Exemplo 9: HI, H_2, I_2 são todos colocados num recipiente a 458ºC. No equilíbrio, [HI] = 0,36 mol/l e $[I_2]$ = 0,150 mol/l. **Qual é a concentração de equilíbrio de $[H_2]$ nesta temperatura?**

Dado: K_C para $2HI(g) \rightleftarrows H_2(g) + I_2(g)$ é igual a $2{,}06.10^{-2}$ a 458ºC.

Solução: Temos:

$$K_C = \frac{[H_2].[I_2]}{[HI]^2} \rightarrow [H_2] = \frac{K_C.[HI]^2}{[I_2]} = \frac{(2{,}06.10^{-2}).(0{,}360)^2}{0{,}15} = 1{,}78.\ 10^{-2} \text{ mol/l}$$

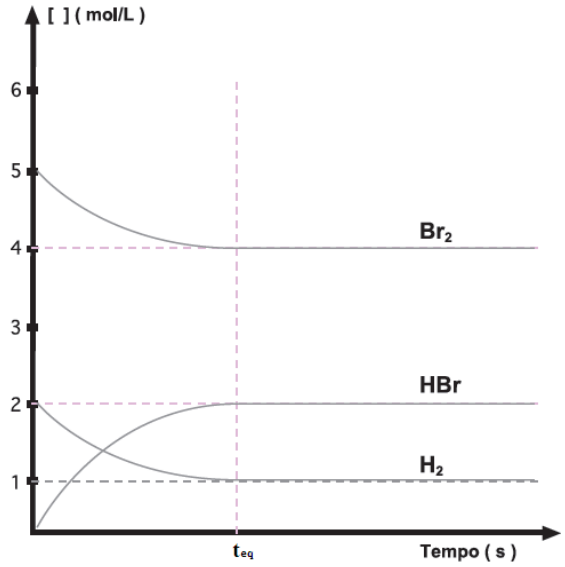
Exemplo 10: O valor de K_C para o equilíbrio $PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$ é 0,0211 a 160ºC. Na experiência, à mesma temperatura e após equilíbrio encontram-se as seguintes

concentrações das espécies gasosas: $[PCl_3]$ = 0,0466 mol/l e $[Cl_2]$ = 0,0123 mol/l. **Calcule: $[PCl_5]$.**

***Solução**:* Temos:

$$K_C = \frac{[PCl_3].[Cl_2]}{[PCl_5]} \rightarrow [PCl_5] = \frac{[PCl_3].[Cl_2]}{K_C} = \frac{(0,0466)\times(0,0123)}{0,0211} = 0,0272 \text{ mol/l}$$

Exemplo 11: A uma dada temperatura, o equilíbrio: $H_2(g) + Br_2(g) \rightleftarrows 2HBr(g)$ pode ser representado pelo diagrama.



Utilizando as informações do diagrama, determine o valor da constante de equilíbrio.

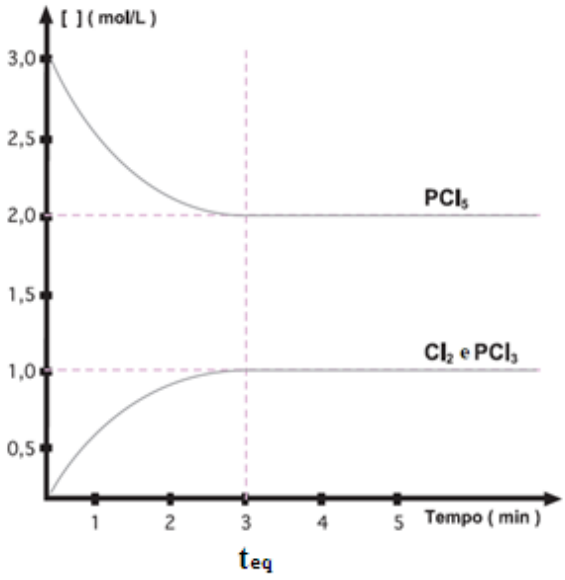
Solução:

Segundo o diagrama, as concentrações dos participantes no equilíbrio são:

$[Br_2]$ = 4 mol/l; $[H_2]$ = 1 mol/l; [HBr] = 2 mol/l

$$\rightarrow K_C = \frac{[HBr]^2}{[H_2].[Br_2]} = \frac{2^2}{1\times4} = 1$$

Exemplo 12: O diagrama representa as condições do equilíbrio $PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$ realizado a uma certa temperatura.



Utilizando as informações do diagrama, determine o valor da constante de equilíbrio.

Resolução:

Segundo o diagrama, as concentrações dos participantes no equilíbrio são:

$[PCl_5] = 2$ mol/l; $[PCl_3] = [Cl_2] = 1$ mol/l

$\rightarrow K_C = \frac{[PCl_3].[Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{1 \times 1}{2} = 0,5$

Exemplo 13: O que acontece com a constante do equilíbrio

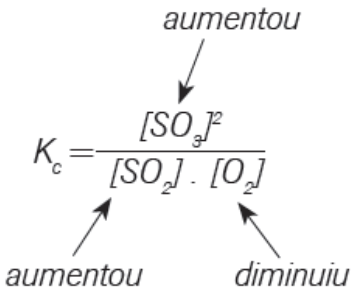
$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2SO_3(g);\ \Delta H < 0$$

quando:

a) se aumenta a concentração do dióxido de enxofre (SO_2)?
b) se aumenta a pressão do sistema?
c) se aumenta a temperatura?

Resolução:

a) se a concentração de SO_2 aumentar, o equilíbrio se deslocará para direita, fazendo aumentar a concentração de SO_3 e diminuir a concentração de O_2. Vamos analisar essas alterações na expressão da constante de equilíbrio:



Como uma alteração neutraliza a outra, o valor de K_C não será alterado.

b) K_C não se altera, pois depende apenas da temperatura.

c) Como o $\Delta H < 0$, a reacção direita é exotérmica:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \underset{\text{reação endotérmica}}{\overset{\text{reação exotérmica}}{\rightleftharpoons}} 2SO_{3(g)}$$

$$K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2.[O_2]}$$

Portanto, se aumentar a temperatura, o equilíbrio será deslocado para esquerda (sentido da reacção endotérmica), causando a diminuição da concentração do SO_3 e o aumento de concentração de SO_2 e O_2. Então, o valor de K_C diminuirá.

2.2. Exercícios de deslocamento de equilíbrio químico

Resumo

Os factores que alteram o equilíbrio químico são:

- **Concentração:** Quando se adiciona um reagente ou produto a um sistema em equilíbrio, esse equilíbrio se desloca no sentido oposto ao do membro em que ocorre a adição. Por sua vez, a retirada de um reagente ou produto faz com que o equilíbrio se desloca no sentido do membro em que ocorreu a retirada.

Obs.: A adição ou retirada de um sólido não desloca o equilíbrio.

- **Pressão:** Aumento da pressão → contração do volume
  Diminuição da pressão → expansão do volume
- **Temperatura:** Aumento da temperatura → endotérmica
  Diminuição da temperatura → exotérmica
- **Catalisadores:** não deslocam equilíbrio

Exemplo 1: Em que direcção se deslocará o equilíbrio do sistema:

a) $CO(g) + Cl_2(g) \rightleftarrows COCl_2(g)$

b) $H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$

c) $CO_2(g) + C(s) \rightleftarrows 2CO_2(g)$

d) $Fe^{2+}(aq) + 6CN^-(aq) \rightleftarrows [Fe(CN)_6]^{4-}(aq)$

e) $3Fe(s) + 4H_2O(g) \rightleftarrows Fe_3O_4(s) + 4H_2(g)$

Mantendo a temperatura constante, aumentarmos a pressão do sistema?

Solução:

a) Quando aumentarmos a pressão do sistema, o equilíbrio deslocará na reacção directa (sentido do menor volume: de 2 moles de gás em 1 mol de gás).

$$\underbrace{CO(g) + Cl_2(g)}_{2\ moles} \rightleftarrows \underbrace{COCl_2(g)}_{1\ mol}$$

b) Não tem efeito porque os volumes são iguais ou sem variação de volume.

$$\underbrace{H_{2(g)} + I_{2(g)}}_{\mathbf{2\ moles}} \rightleftarrows \underbrace{2HI_{(g)}}_{\mathbf{2\ moles}} \quad \text{(sem variação de volume)}$$

c) Quando aumentarmos a pressão do sistema, o equilíbrio deslocará na reacção inversa (sentido do menor volume: de 2 moles de gás em 1 mol de gás).

$$\underbrace{CO_2(g)}_{1\ mol} + C(s) \rightleftarrows \underbrace{2CO_2(g)}_{2\ moles}$$

d) Não tem efeito porque esse equilíbrio é um equilíbrio não gasoso

e) Não tem efeito porque os volumes são iguais ou sem variação de volume.

$$3Fe(s) + \underbrace{4H_2O(g)}_{4\ moles} \rightleftarrows Fe_3O_4(s) + \underbrace{4H_2(g)}_{4\ moles} \text{ (sem variação de volume)}$$

<u>Exemplo 2:</u> Em que sentido se deslocam os equilíbrios seguintes quando se diminui a temperatura?

a) $2CO(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2CO_2(g); \quad \Delta H = -566\ kJ$

b) $N_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2NO(g); \quad \Delta H = +180\ kJ$

Solução:

a) $\Delta H =$ - 566kJ < 0 →A reacção directa é reacção exotérmica e a reacção inversa é reacção endotérmica. Quando diminui a temperatura do sistema, o equilíbrio é deslocado no sentido directo (reacção exotérmica).

b) $\Delta H =$ +180kJ > 0 →A reacção directa é reacção endotérmica e a reacção inversa é reacção exotérmica. Quando diminui a temperatura do sistema, o equilíbrio é deslocado no sentido inverso (reacção exotérmica).

Exemplo 3: Considera o seguinte equilíbrio: $SO_2(g) + Cl_2(g) \rightleftarrows SO_2Cl_2(g)$. Indica como se desloca o equilíbrio quando:

a) é adicionado Cl_2 ao sistema;
b) é removido SO_2Cl_2 do sistema;
c) é removido SO_2 do sistema.

Resolução:

a) Quando é adicionado Cl_2 ao sistema, o equilíbrio se desloca no sentido oposto ao do membro em que ocorre a adição ↔ no sentido directo .
b) Quando é removido SO_2Cl_2 do sistema, o equilíbrio se desloca no sentido do membro em que ocorreu a remoção ↔ no sentido directo.
c) Quando é removido SO_2 do sistema, equilíbrio se desloca no sentido do membro em que ocorreu a remoção ↔ no sentido inverso.

Exemplo 4: Dado o equilíbrio: $2H_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2H_2O(g)$ + calor. Em que sentido ele é deslocado quando:

a) Se aumenta a concentração da água?
b) Se diminui a pressão do sistema?
c) Se aumenta a temperatura do sistema?
d) Se diminui a temperatura do sistema?
e) Se adiciona um catalisador?

Resolução:

Observe que a reacção directa libera calor. Portanto, temos:

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \underset{\text{reação endotérmica}}{\overset{\text{reação exotérmica}}{\rightleftharpoons}} 2H_2O_{(g)}$$

a) Aumentando a concentração da água [H_2O], o equilíbrio é deslocado para a esquerda;

b) Se diminuirmos a pressão, o equilíbrio é deslocado no sentido do maior volume. Os reagentes possuem 3 volumes (2 de hidrogénio e 1 de oxigénio) e o produto, 2. Logo, o equilíbrio é deslocado para esquerda;

c) Se aumentarmos e temperatura, o equilíbrio é deslocado no sentido da reacção endotérmica, ou seja, para a esquerda;

d) Se diminuirmos a temperatura, o equilíbrio é deslocado no sentido da reacção exotérmica, ou seja, para a direita;

e) A adição de um catalisador aumenta as velocidades directa e inversa na mesma proporção e, consequentemente, o equilíbrio não é deslocado.

III. Exercícios de consolidação

1. Considere as seguintes afirmações sobre equilíbrios químicos:

I. As velocidades das reacções opostas são iguais.

II. No equilíbrio não existem reacções químicas.

III. As concentrações dos participantes são iguais entre si.

IV. As concentrações dos participantes são constantes ao longo do tempo.

Estão correctas somente as afirmativas:

A. I e II. B. I e III. C. I e IV. D. II e III.

2. A expressão de equilíbrio do processo 3 $O_2(g) \rightleftarrows 2\ O_3(g)$ pode ser dada por:

A. $K_C = [O_2]^3.[O_3]^2$

B. $K_C = \frac{[O_2]}{[O_3]}$

C. $K_C = \frac{[O_3]^3}{[O_2]^2}$

D. $K_C = \frac{[O_3]^2}{[O_2]^3}$

3. A seguir são apresentados a equação química da síntese do amoníaco na indústria, a relação da constante de equilíbrio (K_C) e os seus valores determinados experimentalmente. **Analise esses dados.**

$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftarrows 2\ NH_{3(g)}$; $\Delta H = -46$ kJ/mol de NH_3

Temperatura (ºC)	K_C
25	$5{,}0.10^{8}$
500	$6{,}0.\ 10^{-2}$
1000	$2{,}4.\ 10^{-3}$

Julgue os itens a seguir, colocando V para verdadeiro e F para falso.

a) Na reacção em questão, os reagentes não são totalmente transformados em amoníaco.

b) No estado de equilíbrio, num sistema fechado, estão presentes o amoníaco (NH_3) ou os gases hidrogénio (H_2) e nitrogénio (N_2).

c) Analisando os valores de K_C da tabela, conclui-se que o rendimento da reacção na indústria será maior na temperatura de 25ºC do que na temperatura de 1000ºC.

d) A uma mesma temperatura, o aumento na concentração dos gases hidrogénio (H_2) e nitrogénio (N_2) alterará a concentração do amoníaco (NH_3) no novo estado de equilíbrio sem alterar o valor de K_C

4. Considere a reacção $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftarrows H_2O(l)$ em equilíbrio, a 25ºC. Sabendo que, para a reacção $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$, a velocidade é $v_1 = 1.10^{-11}[H^+][OH^-]$ e para a reacção $H_2O(l) \rightleftarrows H^+(aq) + OH^-(aq)$, a velocidade é $v_2 = 2.10^{-5}[H_2O]$. A constante do equilíbrio, 25ºC, será:

A. $5{,}0.10^{-10}$ B. $5{,}0.10^{-5}$ C. $5{,}0.10^{-7}$ D. $5{,}0.10^{10}$

5. Considere o processo $2SO_3(g) \rightleftarrows 2SO_2(g) + O_2(g)$. No equilíbrio, uma análise revela:

$[SO_3] = 0{,}4$ mol/l; $[SO_2] = 0{,}1$ mol/l; $[O_2] = 0{,}2$ mol/l. **Determine o valor da constante de equilíbrio (K_C) na temperatura do processo.**

6. Dada a reacção: $X_2 + 3Y_2 \rightleftarrows 2XY_3$, verificou-se no equilíbrio, a 1000ºC, que as concentrações são: $[X_2] = 0,2$ mol/l; $[Y_2] = 0,2$ mol/l; $[X_2] = 0,6$ mol/l. O valor da constante de equilíbrio (K_C) da reacção química é de:

A. 2,5 B. 25 C. 175 D. 225

7. A constante de equilíbrio K_C é igual a 10,5 para a seguinte reacção, a 227ºC:

$$CO(g) + 2H_2(g) \rightleftarrows CH_3OH(g)$$

O valor de K_C para a reacção abaixo, na mesma temperatura, é:

$$2CO(g) + 4H_2(g) \rightleftarrows 2CH_3OH(g)$$

A. 3,25 B. 5,25 C. 21 D. 110,25

8. Se a constante de equilíbrio para a reacção: $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2SO_3(g)$ é igual a K, a constante de equilíbrio para a reacção $SO_3(g) \rightleftarrows SO_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g)$ será igual a:

A. K B. -K C. $\frac{1}{\sqrt{K}}$ D. $\sqrt{K}$

9. Para o equilíbrio $2NbCl_4(g) \rightleftarrows NbCl_3(g) + NbCl_5(g)$, obteve-se, a $1,0.10^3$ kelvins, as pressões parciais: $P(NbCl_4) = 1,0.10^{-2}$ atm; $P(NbCl_3) = 5,0.10^{-3}$ atm; $P(NbCl_5) = 1,0.10^{-4}$ atm. Com esses dados calcula-se o valor da constante, K_P, do equilíbrio acima. **Seu valor numérico é:**

A. $1,0.10^{-3}$ B. 10.10^{-5} C. $5,0.10^{-3}$ D. $5,0.10^{-5}$

10. Os óxidos de nitrogénio desempenham um papel chave na formação de smog fotoquímico. A queima de combustíveis à alta temperatura é a principal fonte de óxidos de nitrogénio. Quantidades detectáveis de óxido nítrico são produzidas pela reacção em equilíbrio:

$$N_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2NO(g); \Delta H = + 180,8 \text{ kJ}$$

Suponha o sistema em equilíbrio e que, numa determinada temperatura, as pressões parciais dos gases em equilíbrio são iguais a: $P(NO) = 0,1$ atm; $P(N_2) = 0,2$ atm; $P(O_2) = 0,01$ atm, indique o valor correcto da constante de equilíbrio (K_P).

A. 0,2 B. 4 C. 5 D. 40

11. Para o equilíbrio químico $N_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2NO(g)$ foram encontrados os seguintes valores para a constante K_C, às temperaturas indicadas:

Experiência	**Temperatura (K)**	**$K_C(10^{-4})$**
I	1800	1,21
II	2000	4,08
III	2200	11,0
IV	2300	16,9

Há maior concentração molar do NO em:

A. I B. II C. III D. IV

12. No processo reversível $N_2O_4(g) \rightleftarrows 2NO_2(g)$ admita que a constante de equilíbrio seja igual a 4, em uma dada temperatura. **Sabendo que a concentração de N_2O_4 vale 0,5 mol/l, a concentração de NO_2 valerá:**

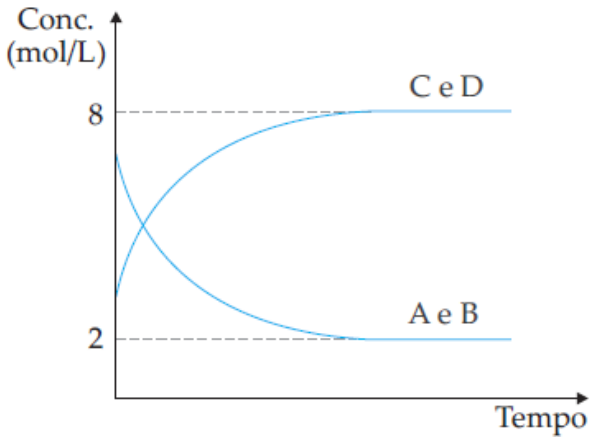
A. $\sqrt{2}$ mol/l. B. 2 mol/l. C. 2,5 mol/l. D. 3 mol/l.

13. Um equilíbrio homogéneo possui, a 25ºC, uma constante $K_C = 10$. A equação química é dada por $3A + 2B \rightleftarrows 2C + D$. No equilíbrio tem-se: [A] = 2 mol/l; [B] = 2 mol/l; [C] = 4 mol/l. **Determine [D].**

14. Considere uma reacção hipotética:

$$A(g) + B(g) \rightleftarrows C(g) + D(g)$$

O gráfico da variação da concentração dos reagentes e produtos, em função do tempo, a uma dada temperatura, é mostrado abaixo.

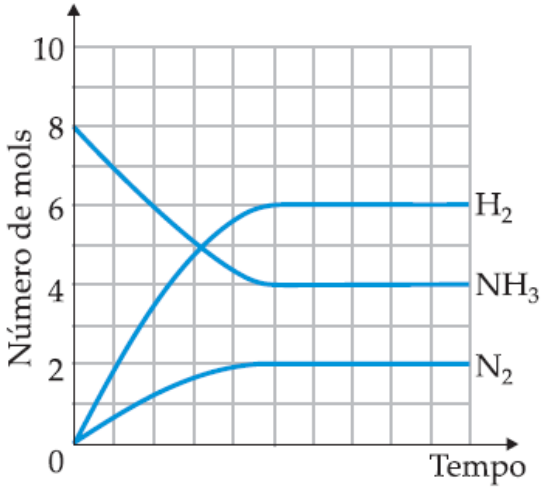


A constante de equilíbrio para a reacção é:

A. 4 B. 1/16 C. 1/4 D. 16

15. São colocados 8,0 moles de amoníaco num recipiente fechado de 5,0 litros de capacidade. Acima de 450ºC, estabelece-se, após algum tempo, o equilíbrio:

$$2\ NH_{3(g)} \rightleftarrows N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)}$$



Sabendo que a variação do número de moles dos participantes está registrada no gráfico, podemos afirmar que, nestas condições, a constante de equilíbrio, K_C, é igual a:

A. 27,00 B. 5,40 C. 1,08 D. 2,16

$$K_C = \frac{[N_2].[H_2]^3}{[NH_3]^2} = \frac{(\frac{2}{5}).(\frac{6}{5})^3}{(\frac{4}{5})^2} = 1{,}08$$

16. No sistema $2NO_2(g) \rightleftarrows N_2O_4(g)$, a relação $\frac{K_C}{K_P}$ é igual a:

A. RT. B. $(RT)^{-1}$. C. $(RT)^2$. D. $(RT)^{-2}$.

17. O equilíbrio químico: $A_2(g) + B_2(g) \rightleftarrows 2AB(g)$; $\Delta H < 0$ pode ser deslocado para a direita:

A. Aumentando-se a temperatura, sob a pressão constante.
B. Aumentando-se a pressão, sob temperatura constante.
C. Removendo-se o AB(g) formado.
D. Introduzindo-se um catalisador.

18. Considere o sistema em equilíbrio:

$$4HCl(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2H_2O(g) + 2Cl_2(g)$$

Aumentando a pressão desse sistema:

A. o equilíbrio deslocar-se-á para a direita.
B. o equilíbrio deslocar-se-á para a esquerda.
C. o equilíbrio não será influenciado.
D. aumentará a concentração de O_2.

19. Considere a reacção representada pela equação:

$$C(s) + O_2(g) \rightleftarrows CO_2(g); \Delta H = - 393,5 \text{ kJ/mol}$$

Assinale a alternativa que não apresenta factores que alteram o equilíbrio para o sentido directo.

A. Aumento da concentração do oxigénio.
B. Diminuição da concentração do CO_2.
C. Diminui-se a temperatura do sistema.
D. Aumento da pressão do sistema.

20. Considere o equilíbrio:

$$N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} 2NO_{2(g)}$$

e as seguintes afirmativas:

I. Um aumento da pressão sobre o sistema desloca o equilíbrio no sentido (1).
II. Aumentando –se a pressão sobre o sistema, as concentrações de N_2 e O_2 diminuem.
III. Diminuindo-se a pressão sobre o sistema, o equilíbrio é deslocado no sentido (1).
IV. Diminuindo-se a pressão sobre o sistema, diminuem as concentrações de N_2 e O_2.

Estão correctas:

A. Apenas I e II. B. Apenas I e III. C. Apenas II e III D. Apenas II e IV

21. O metanol (CH_3OH) é um combustível alternativo que pode ser produzido, em condições adequadas, a partir dos monóxido de carbono e hidrogénio, de acordo com a reacção:

$$CO(g) + 2H_2(g) \rightleftarrows CH_3OH(g) + \text{calor}$$

Para aumentar a produção do metanol, uma das modificações abaixo pode ser aplicada, excepto:

A. a remoção do metanol.
B. o aumento de pressão do sistema.
C. a diminuição da temperatura.
D. a adição de um catalisador.

Nota: ***Os alunos podem consultar e fazer mais exercícios nas referências seguintes:***

1. Amadeu Afonso e Anastácio Vilanculos (2017), *Q12-Química 12ª classe*, Texto Editores, Lda.-Moçambique
2. Site: ead.mined.gov.mz→Módudos de Química do II ciclo → Módulo 4 →Lição 7 a 9 (P. 50-74).

UNIDADE TEMÁTICA 3 **EQUILÍBRIO QUÍMICO EM SOLUÇÃO**

I. Resumo de conteúdos

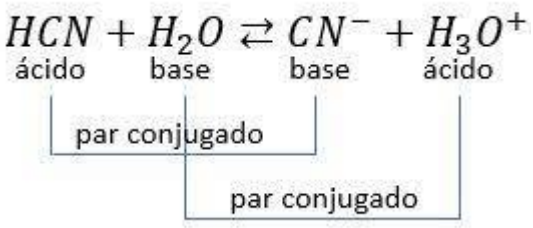
1. Teoria ácido-base segundo Bronsted-Lowry

Ácido é uma espécie que cede protões "H^+" (a uma base)

Base é uma espécie que recebe protões "H^+" (de um ácido)

Pares conjungados ácidos/bases é o conjunto de um ácido e uma base que podem transformar-se um no outro por perca ou ganho de protões.

Ex:



As reacções que ocorrem acompanhadas pela cedência e recepção de protões designam-se de **reacções protolíticas**. As partículas (moléculas e iões) que cedem ou recebem protões chamam-se **protólitos**.

- **Forças de ácidos e bases**

Ácido: $HA(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows H_3O^+(aq) + A^-(aq)$

→Constante de acidez, K_a: $\mathbf{K_a = \frac{[H_3O^+]_{eq} \times [A^-]_{eq}}{[HA]_{eq}}}$

Quando maior é a constante de acidez mais forte é o ácido. Os ácidos fortes têm $K_a \geq 1$.

Base: $B(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows HB^+(aq) + OH^-(aq)$

→ Constante de basicidade, K_b: $\mathbf{K_a = \frac{[HB^+]_{eq} \times [OH^-]_{eq}}{[B]_{eq}}}$

Quando maior é a constante de basicidade mais forte é a base. As bases fortes têm $K_b \geq 1$.

- **Constante de auto-protólise ou produto iónico da água**

$$K_w = [H_3O^+].[OH^-]$$

Onde:

K_w – constante da água ou produto iónico da água

$[H_3O^+]$ – concentração de iões hidrónio

$[OH^-]$ - concentração de iões hidroxila

À temperatura de 25ºC,

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}\ M$$

$$\rightarrow K_w = [H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$$

- **Relação entre K_a, K_b e K_w**

$$\mathbf{K_a . K_b = K_w}$$

- **Relação entre pK_a, pK_b e pK_w**

$$\mathbf{pK_a + pK_b = pK_w}$$

Onde: $pK_a = -lgK_a$; $pK_b = lgK_b$; $pK_w = lgK_w$

- **Grau de ionização**

Grau de ionização (α) é a razão entre o número de moléculas ionizadas e o número total de moléculas dissolvidas.

$$\boldsymbol{\alpha = \frac{n_i}{n_d}\ ou\ \alpha = \frac{n_i}{n_d} \times 100\%}$$

Ou:

$$\boldsymbol{\alpha = \frac{C_i}{C_d}\ ou\ \alpha = \frac{C_i}{C_d} \times 100\%}$$

Onde: $\boldsymbol{C_i}$ é a concentrção das moléculas ionizadas e $\boldsymbol{C_d}$ é a concentração das moléculas dissolvidas.

- **Lei de Diluição de Ostwald**

$$\mathbf{K_a = \frac{\alpha^2.C}{1-\alpha}\ e\ K_b = \frac{\alpha^2.C}{1-\alpha}}$$

Quando 1 – α ≅ 1 (α≪1), temos:

$$K_a = \alpha^2.C \text{ e } K_b = \alpha^2.C$$

A Lei de Diluição de Ostwakd refere que a uma temperatura constante, a constante de ionização é fixa desde que se aumente o grau de ionização quando a solução for diluída.

$$K_i = \uparrow\alpha^2.C\downarrow$$

- **Cálculo do pH e pOH:**

  $pH = -\log[H^+] \rightarrow [H^+] = 10^{-pH}$

  $pOH = -\log[OH^-] \rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH}$

  $[H^+] \times [OH^-] = K_w = 1{,}0 \times 10^{-14} \rightarrow$ pH + pOH = 14

Para ácidos e bases fortes

$pH = -\log[H^+]$ e $pOH = -\log[OH^-]$

onde: $[H^+]$ = concentração do ácido e $[OH^-]$ = concentração da base

Para ácidos e bases fracos

$$pH = -\log\sqrt{K_a.[HA]}$$

onde: [HA] é a concentração do ácido fraco e K_a é a constante da acidez.

$$pOH = -\log\sqrt{K_b.[B^-]}$$

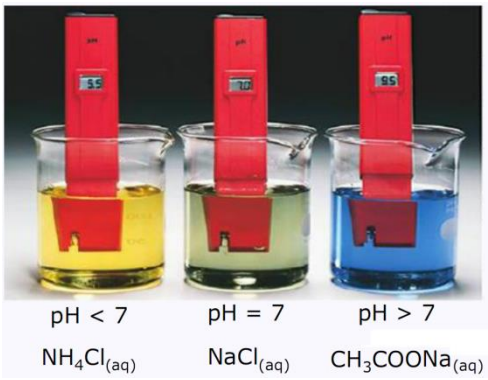
onde: $[B^-]$ é a concentração da base fraca e K_b é a constante da basicidade.

- **Meios ácidos, neutros, básicos:**

Solução ácida	$[H^+]>[OH^-]$	pH<7
Solução neutra	$[H^+]=[OH^-]=10^{-7}$ (mol/l)	pH=7
Solução básica	$[H^+]<[OH^-]$	pH>7

2. Hidrólise de sais

Os sais são considerados eletrólitos fortes. Consequentemente, os sais existem inteiramente como iões em solução. Quando se dissolve sais em água, nem sempre a solução obtida é neutra.



As propriedades ácido-base de sais são uma consequência da reacção de seus iões com a água, produzindo iões H_3O^+ ou OH^- na solução aquosa. Esta reacção é chamada de **hidrólise**.

A força ácida ou força básica é definida pelos valores das constantes de hidrólise (K_h) calculados a partir, K_a e K_w ou K_b e K_w dos **pares ácido-base conjugados** dos equilíbrios de dissociação.

Os aniões de ácidos fracos apresentam **Carácter Básico**

Os catiões de bases fracas apresentam **Carácter Ácido**

Neste contexto, há quatro casos de soluções de sais que podemos considerar:

1) Sais derivados de **ácido forte** e **base forte**, **Ex. NaCl**

2) Sais derivados de **ácido fraco** e **base forte**, **Ex. CH_3COONa**

3) Sais derivados de **ácido forte** e **base fraca**, **Ex. NH_4Cl**

4) Sais derivados de **ácido fraco** e **base fraca**, **Ex. CH_3COONH_4**

Resumo de hidrólise de soluções de sais (soluções salinas):

Sal de:	Ácidos fortes e bases fortes (ex: NaCl)	Ácidos fracos e bases fortes (ex: CH_3COONa)	Ácidos fortes e bases fracas (ex: NH_4Cl)	Ácidos fracos e bases fracas (ex:CH_3COONH_4)
Capacidade de hidrólise	Não há hidrólise	Hidrólise	Hidrólise	Hidrólise
Constante de hidrólise		$K_h = \frac{K_w}{K_a}$	$K_h = \frac{K_w}{K_b}$	$K_h = \frac{K_w}{K_a \times K_b}$
Valor de pH	pH = 7	pH > 7	pH <7	Depende de ácido e base
Fórmula de cálculo de pH		$pH = \frac{1}{2}(14 + pKa + \log C_{sal})$	$pH = \frac{1}{2}(14 - pK_b - \log C_{sal})$	$pH = \frac{1}{2}(14 + pKa - p K_b)$

3. Solução-tampão

Solução tampão ou solução tamponada é aquela que resiste às mudanças de pH ao adicionarmos uma pequena quantidade de um ácido forte ou uma base forte ou ainda quando sofre uma diluição

As variações de pH ocorridas nas soluções tamponadas são insignificantes quando comparadas às variações nas soluções não tamponadas. Por este motivo, estas soluções são utilizadas para manter constante o pH de um sistema e para preparar soluções de pH definido.

a) Constituição

Solução tampão é usada sempre que se necessita de um meio com pH praticamente constante e preparada dissolvendo-se em água:

- **Um ácido fraco e um sal derivado deste ácido, por exemplos:**

- Solução-tampão de ácido acético, CH_3COOH, e acetato de sódio, CH_3COONa;

❖ **Uma base fraca e um sal derivado desta base, por exemplos**:

- Solução-tampão de amoníaco, NH_3, e cloreto de amónio, NH_4Cl

b) Cálculo do pH de uma solução tampão

❖ ***Solução tampão constituída por um ácido fraco (HA) e um sal (CA) derivado deste ácido.***

Porque o ácido (HA) é um ácido fraco e a sua base conjugada A^- é uma base fraca. A quantidade de dissociação de HA e a quantidade de hidrólise de A^- são muito pequenas do que a concentração inicial do ácido HA e sal CA (C_a e C_{sal}). Consideramos na solução-tampão ácida:

- $[HA] = C_a$
- $[A^-] = C_{sal}$ (o sal CA dissocia completamente)

$$K_a = \frac{[H^+]\times[A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+]\times C_{sal}}{C_a} \rightarrow [H^+] = \frac{K_a \times C_a}{C_{sal}}$$

$$\rightarrow pH = -\log \frac{K_a \times C_a}{C_{sal}} = -(\log K_a + \log \frac{C_a}{C_{sal}}) = -\log K_a - \log \frac{C_a}{C_{sal}} = pK_a + \log \frac{C_{sal}}{C_a}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{C_{Sal}}{C_a}$$

❖ ***Solução tampão constituída por uma base fraca (COH) e um sal (CA) derivado desta base.***

Porque a base COH é uma base fraca e o seu ácido conjugado C^+ é um ácido fraco. A quantidade de dissociação de COH e a quantidade de hidrólise de C^+ são muito pequenas do que a concentração inicial da base COH e sal CA (C_b e C_{sal}). Consideramos na solução-tampão básica:

- $[COH] = C_b$

- $[C^+] = C_{sal}$ (o sal CA dissocia completamente)

Temos: $K_b = \frac{[C^+]\times[OH^-]}{[COH]} = \frac{C_{sal}\times[OH^-]}{C_b} \rightarrow [OH^-] = \frac{K_b\times C_b}{C_{sal}}$

$\rightarrow pOH = -\log \frac{K_b\times C_b}{C_{sal}} = -(\log K_b + \log \frac{C_b}{C_{sal}}) = -\log K_b - \log \frac{C_b}{C_{sal}} = pK_b + \log \frac{C_{sal}}{C_b}$

Temos: **$pOH = pK_b + \log \frac{C_{sal}}{C_b}$**

$$pH = 14 - pK_b - \log \frac{C_{Sal}}{C_b}$$

II. Exercícios de consolidação

1. **Calcule o pH e identifique se o meio de uma solução que tem $[H^+]$ de:**
   a) $1{,}75 \times 10^{-5}$ mol/l
   b) $6{,}5 \times 10^{-10}$ mol/l
   c) $1{,}0 \times 10^{-4}$ mol/l
2. **Qual é a concentração de H^+ e de OH^- de uma solução com pH de:**
   a) 3,82 b) 11,11
   c)
3. Considere que o suco de laranja apresente $[H^+] = 1{,}0.10^{-4}$mol/l, a 25°C. $K_W = 1{,}0.10^{-14}$.
   a) Determine a concentração molar dos iões OH^- presentes nesse suco.
   b) **Demonstre que o suco de laranja é uma solução ácida**.

4. **Calcule o pH de uma solução preparada pela diluição de 3 ml de HCl 2,5 mol/l até um volume final de 100 ml com água destilada.**

5. Dissolve-se 0,04 g de NaOH em água de modo a formar 500 ml de solução. **Qual é o pH dessa solução? (*Dados: M(NaOH) = 40 g/mol; log 2 = 0,3, α=1*).**

6. Qual das soluções aquosas seguintes tem o menor pH:

a) 0,1 mol/l de HCl (ácido forte)

b) 0,1 mol/l de ácido acético ($pK_a = 4,76$, $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)

c) 0,1 mol/l de ácido fórmico ($pK_a = 3,75$, $K_a = 1,8 \times 10^{-4}$)

7. Qual é o valor do pH de uma solução de HCN a 0,04 M? (Ka= $4,9.10^{-10}$ M)

A. 1,5 ***B.*** 3,15 ***C.*** 4,25 ***D.*** 5,35

8. O valor da constante de equilíbrio (K_a) da reacção $H^+(aq) + HS^-(aq) \rightleftarrows H_2S\ (aq)$ é igual a $1,0.10^{-7}$M . As concentrações de equilíbrio de H_2S e HS^- são respectivamente 0,8M e 0,2M. **Qual é a concentração dos iões H^+em mol/ l no equilíbrio?**

A) $2,6.10^{-8}$ B) $2,0.10^{-7}$ C) $1,6.10^{8}$ D) $4,0.10^{7}$

9. Com base nos seguintes dados: Ka(CH_3COOH) = $1,8\times10^{-5}$ e Kw = $1,0\times10^{-14}$, **calcule a constante de hidrólise do acetato de sódio em uma solução 0,1 mol/l. Calcule também o pH da solução.**

10. Uma solução de concentração em quantidade de matéria igual a 0,1 mol/l de nitrito de potássio, $KNO_{2(aq)}$, apresenta grau de hidrólise α igual a 1,0% à temperatura tºC. **Calcule a constante de hidrólise desse sal e o pH da solução.**

11. Com base nos seguintes dados: $K_b(NH_4OH) = 1,71\times10^{-5}$ e Kw = $1,0\times10^{-14}$, calcule a constante de hidrólise do sulfato de amónio, $(NH_4)_2SO_4$ em uma solução 0,1 mol/l a 25ºC. Calcule também o pH da solução.

12. Calcule a constante de hidrólise de cloreto de amónio, sabendo que, em solução de 0,001 M deste sal, 10% hidrolisado. Calcule também o pH da solução.

13. Com base nos seguintes dados: $K_b(NH_4OH) = 1,78\times10^{-5}$, $K_{a1}(H_2CO_3) = 4,45\times10^{-7}$ e $K_w = 1,0\times10^{-14}$, calcule a constante de hidrólise do hidrogenocarbonato de amónio, NH_4HCO_3, a 25ºC. Calcule também o pH da solução.

14. Calcule o pH de uma solução 0,10 mol/l de Acetato de amónio. Dados os valores de K_a (CH_3COOH)= $1,75\times10^{-5}$ e K_b (NH_3) = $1,78\times10^{-5}$.

15. Qual dos seguintes sais produz uma solução com pH < 7 ao ser dissolvido em água?

A. NaCl. B. NH_4NO_3. C. K_2CO_3. D. KNO_3.

16. Indique o carácter (coluna I) **das soluções aquosas formadas pelos sais expressos** na coluna II:

Coluna I:	**Coluna II:**
I -ácido; II – neutro; III – básico.	A) cloreto de potássio. B) acetato de sódio. C) cianeto de potássio. D) cloreto de amónio.

A. A-I; B-I, C-II, D-III. B. A-II; B-III, C-II, D-I.

C. A-II; B-III, C-III, D-I. D. A-II; B-II, C-I, D-I.

17. O sal que, em solução aquosa, não produz efeito sobre o papel de tornassol é:

A. $CuSO_4$ B. Na_2CO_3 C. NaCl D. CH_3COONa

18. As soluções aquosas e bem diluídas de bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) e carbonato de sódio são, respectivamente:

A. básica e ácida; B. básica e básica;

C. ácida e básica; D. ácida e ácida;

19. Um químico necessita de uma solução aquosa de um sal que apresente um pOH **maior que 7. Para isso, poderá usar uma solução de:**

A. cloreto de sódio B. nitrato de amónio

C. acetato de potássio D. qualquer dos sais acima citados

20. Os compostos cianeto de sódio (NaCN), cloreto de zinco ($ZnCl_2$), sulfato de sódio (Na_2SO_4) e cloreto de amónio (NH_4Cl), quando dissolvidos em água, tornam o meio respectivamente:

A. básico, ácido, ácido, neutro;
B. ácido, básico, neutro, ácido;
C. básico, neutro, ácido, ácido;
D. básico, ácido, neutro, ácido.

21. Amoníaco, NH3, interagindo com HCℓ, ambos no estado gasoso, produz um sal que, em contato com água, origina solução aquosa cujo pH, a 25°C, é:

A. = O
B. = 7
C. > 7
D. maior do que 0 e menor do que 7.

22. Calcule a constante de hidrólise e o pH de uma solução 1,0M de NaCN, tendo conhecimento de que a constante de ionização do ácido cianídrico é 4 x 10^{-10}, a 25°C.

23. Calcule o pH de uma solução 0,10 mol/l em acetado de sódio e 0,010 mol/l em ácido acético. $K_a = 1{,}8 \times 10^{-5}$

24. Calcule o pH de uma solução 1×10^{-5} mol/l em ácido benzóico e em benzoato de sódio. $K_a = 6{,}3 \times 10^{-5}$

25. Calcule o pH de uma solução 0,20 mol/l em cloreto de amónio, NH_4Cl, e 0,050 mol/l em amoníaco, NH_3, $K_b = 1{,}8 \times 10^{-5}$

26. Indique a alternativa apresenta uma substância que pode ser adicionada a uma solução aquosa de hidróxido de amónio, formando uma solução-tampão de pH alcalino:

A. hidróxido de sódio.
B. ácido clorídrico.
C. cloreto de sódio.
D. cloreto de amónio.

27. O pH de uma solução-tampão formada pela mistura de solução com 0,1 mol/l de ácido acético e solução com 0,5 mol/l de acetato de sódio é:

***(Dados:** K_a do ácido acético = 1,8 . 10^{-5}; log 1,8 = 0,25 e log 5 = 0,7.)*

A. 4,45. B. 4,75. C. 5,00. D. 5,45.

28. Qual é o pH de uma solução-tampão com 0,12 mol/l de ácido lático ($HC_3H_5O_3$) e 0,10 mol/l de lactato de sódio ($NaC_3H_5O_3$)? Dado: para o ácido lático Ka = 1,4 x 10^{-4}.

A. 8,69 B. 4,89 C. 5,89 D. 4,69

29. Determine o pH de uma solução formada pela mistura de 5,4 g de ácido cianídrico, cuja fórmula é HCN (Ka = 7,0 . 10^{-10}), com 1,30 g de cianeto de potássio, cuja fórmula é KCN. (Dado: log 7 = 0,85).

A. 10,15 B. 9,15 C. 4,85 D. 8,15

30. Uma solução-tampão foi preparada a partir de um monoácido fraco, de constante de ionização (Ka) igual a 2.10^{-6}, misturando-se o ácido com uma solução de um sal desse monoácido, o que deu origem a uma solução de pH = 6. **Assinale a alternativa abaixo que indica a relação entre as concentrações do sal e do ácido:**

A. 2 B. 3 C. 5 D. 7

31. Preparou-se 1,0 l de uma solução-tampão, misturando-se 0,10 mol de um sal BA com 0,001 mol de um ácido fraco HA. O pH do tampão é igual a 5,85**. Qual o Ka do ácido utilizado na preparação do tampão? Dado: $10^{0,15}$ = 1,41.**

A. 1,51 x 10^{-4} B. 1,41 x 10^{-4} C. 1,85 x 10^{-4} D. 1,85 x 10^{-5}

Nota: ***Os alunos podem consultar e fazer mais exercícios nas referências seguintes:***

1. Amadeu Afonso e Anastácio Vilanculos (2017), *Q12-Química 12ª classe*, Texto Editores, Lda.-Moçambique
2. Site: ead.mined.gov.mz→Módudos de Química do II ciclo → Módulo 4→Lição 10 a 18 (P. 78-147)

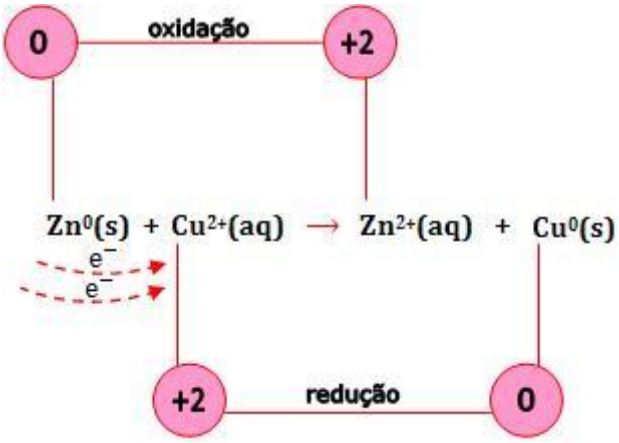
UNIDADE TEMÁTICA 4 REACÇÕES REDOX E ELECTROQUÍMICA

I. Resumo de conteúdos

1. Reacções redox

Reacções Redox – são reacções que ocorrem com transferência de electrões. Numa reacção redox ocorrem os processos da oxidação e da redução em simultâneo.

- **Oxidação** – é a semi-reacção que ocorre com a perda de electrões (o NOX aumenta)
- **Redução** - é a semi-reacção que ocorre com o ganho de electrões (o NOX diminui)
- **Redutor** - é a substância que doa electrões.
- **Oxidante** - é a substância que recebe electrões.



Número de Oxidação (NOX) – é a carga de uma partícula hipotética ou verdadeira.

Regras para a determinação dos números de oxidação (NOX) dos elementos

Regra	Exemplos	Excepções
O NOX de um elemento livre ou substância elementar é zero	He, Fe, Na, Cl_2, P_4, S_2	-
O NOX do oxigénio combinado é -2	H_2O^{-2}, CaO^{-2}	Peróxidos (H_2O_2...) e outros OF_2 (NOX = +2)
O NOX do hidrogénio combinado é +1	$\overset{+1}{H}_2\overset{-2}{O}$, $\overset{+1}{NH}_3$	Hidretos metálico LiH^{-1} (NOX = -1)
O NOX de iões monoatómicos ou iões simples é igual à carga do ião	Ca^{2+}, Cl^-	-

A soma dos NOX´s de todos os átomos num composto é zero		-
Num ião poliatómico ou ião composto, a soma dos Nox´s de todos os átomos é igual à carga do ião.		-

Pares Conjugados (redox)

Par redox-conjugado é um par de substâncias em que cada um se pode formar a partir da outra, ganhando ou perdendo electrões.

Ex 1) $Cu(s) \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

O par Cu/Cu^{2+} chama-se **par redox-conjugado**.

Ex 2) $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

O par Zn/Zn^{2+} chama-se **par redox-conjugado**.

A tendência para receber ou ceder (doar) electrões não é a mesma para todas as partículas. Os oxidantes (redutores) não são todos igualmente fortes.

Numa reacção redox, o oxidante transforma-se num redutor e o redutor num oxidante segundo as equações:

$$Oxid_1 + ne^- \rightarrow red_1$$

$$Red_2 \rightarrow oxid_2 + ne^-$$

Os pares $oxid_1/red_1$ e $red_2/oxid_2$ são chamados "*pares conjugados*". Quanto maior for a tendência do oxidante para receber electrões, transformando-se num redutor, menor será a tendência de ocorrência do processo inverso: (quanto mais forte for o oxidante, mais fraco será o seu redutor conjugado e vice-versa).

<u>Acerto de equações redox</u>

- **Método de variação do número de oxidação**

<u>Exemplo:</u> $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NO + H_2O$

Passo 1: Identificar as espécies que sofrem oxidação e redução

$$\overset{0}{Mg} + \overset{+5}{HNO_3} \rightarrow \overset{+2}{Mg(NO_3)_2} + \overset{+2}{NO} + H_2O$$

Passo 2: Escrever as semi-equações e multiplicar cada semi-equação pelo valor correspondente (baseando no menor múltiplo comum), para que o número de electrões

cedidos na reacção de oxidação seja igual ao número de electrões captados na reacção de redução.

$$\begin{array}{l|l} \mathbf{3}\ \text{x} & Mg^{0} \rightarrow Mg^{+2} + 2e \\ \mathbf{2}\ \text{x} & N^{+5} + 3e \rightarrow N^{+2} \end{array}$$

Passo 3: Somar as semi-equações

$$3Mg^{0} + 2N^{+5} \rightarrow 3Mg^{+2} + 2N^{+2}$$

Passo 4: Basear-se nos coeficientes da equação acima, primeiramente preencher os coeficientes dos produtos na equação global, depois continuar a preencher os coeficientes dos reagentes quanto às massas.

$$\overset{0}{3Mg} + \overset{+5}{8HNO_3} \rightarrow 3\overset{+2}{Mg(NO_3)_2} + \overset{+2}{2NO} + 4H_2O$$

Nota: Se a equação inicial possuir iões H^+ em um dos lados ou átomos de oxigénio, também em um dos lados, deve-se balancear a primeira espécie com moléculas de hidrogénio e a segunda com moléculas de água.

- ***Método de ião electrão***

<u>Âmbito de aplicação:</u> Este método só se usa principalmente para o acerto de reacção Redox que ocorre em solução aquosa (quando a maior parte de agente oxidante e agente redutor está em forma de ião em solução) e há a participação de meio (ácido, base, água).

a) Reacções em meio Ácido

Para o acerto em meio ácido, considere-se, como exemplo, a reacção de oxidação-redução do ferro (II) e do ião dicromato, cuja equação (não acertada) é a seguinte (os estados de oxidação estão indicados entre parênteses)

$$\begin{array}{cccccc} (+2) & & (+6),(-2) & & (+3) & (+3) \\ Fe^{2+} & + & Cr_2O_7^{2-} & \rightarrow & Fe^{3+} & + & Cr^{3+} \end{array}$$

Passo 1: Identificar as espécies que sofrem oxidação e redução (pelos estados de oxidação) e escrever as equações de oxidação e de redução em separado

Oxidação $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

Redução $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$

Passo 2: Acertar as massas de todos os átomos à excepção dos átomos de hidrogénio e oxigénio

Oxidação $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

Redução $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+}$

Passo 3: Acertar a massa dos átomos de oxigénio, por adição de moléculas de água

Oxidação $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

Redução $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

Passo 4: Acertar as massas dos átomos de hidrogénio, por adição de iões H^+

Oxidação $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

Redução $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

Passo 5: Acertar ambas as equações em termos de carga eléctrica, por adição de electrões (e^-)

Oxidação $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$

Redução $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

Passo 6: Multiplicar cada semi-equação pelo valor correspondente, para que o número de electrões cedidos na reacção de oxidação seja igual ao número de electrões captados na reacção de redução

Oxidação $6 \times (Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-)$

Redução $1 \times (Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O)$

Passo 7: Somar as duas semi-equações para formar a equação global e simplificar/eliminar as espécies comuns aos reagentes e produtos

$$6Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + \cancel{6e^-} \rightarrow 6Fe^{3+} + \cancel{6e^-} + 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

Passo 8: Escrever a equação global e verificar se ambos os membros estão certos quanto às massas e quanto às cargas

$$6Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 6Fe^{3+} + 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

Cada membro tem 6 moles de Fe, 2 moles de Cr, 7 moles de O e 14 moles de H e tem uma carga total de +24.

Nota: Se quiser escrever a equação global em moléculas, pode-se adicionar as espécies iguais aos reagentes e produtos para formar as moléculas necessárias.

$$6Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + \mathbf{13\ SO_4^{2-}} + \mathbf{2K^+} \rightarrow 6Fe^{3+} + 2Cr^{3+} + 7H_2O + \mathbf{13\ SO_4^{2-}} + \mathbf{2K^+}$$

Então, temos a equação global seguinte:

$$6FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + 7H_2SO_4 \rightarrow 3Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

b) Reacções em meio Alcalino

Para exemplificar o acerto em meio alcalino, ou básico, considere-se a mesma reacção de oxidação-redução anterior. Os passos 1 e 2 são idênticos ao acerto em meio ácido.

Passo 3: Acerto no número de átomos de oxigénio: por cada átomo de oxigénio em excesso num membro da equação, adicionar uma molécula de H_2O nesse membro e dois iões OH^- no membro oposto

Oxidação $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

Redução $Cr_2O_7^{2-} + 7H_2O \rightarrow 2Cr^{3+} + 14OH^-$

Passo 4: Se for necessário acertar o número de átomos de hidrogénio, por cada H em excesso num dos membros da equação, adicionar um ião OH^- nesse membro e uma molécula de H_2O no membro oposto.

Os passos seguintes são idênticos aos passos 5 a 8 do acerto em meio ácido, resultando em:

Oxidação $6 \times (Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-)$

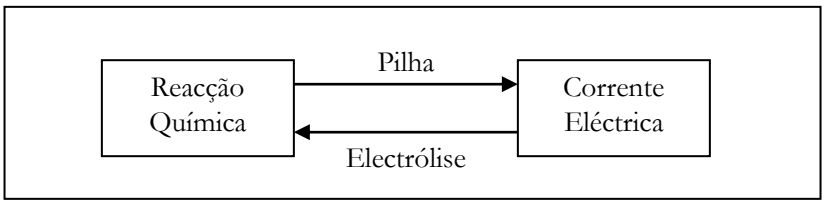
Redução $1 \times (Cr_2O_7^{2-} + 6e^- + 7H_2O) \rightarrow 2Cr^{3+} + 14OH^-$

Equação global $6Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + 7H_2O \rightarrow 6Fe^{3+} + 2Cr^{3+} + 14OH^-$

2. Electroquímica

Electroquímica – é o estudo das reacções de oxi-redução que produzem ou são produzidas pela corrente eléctrica.

Exs: pilhas e acumuladores, ocorrem reacções espontâneas que produzem corrente eléctrica.

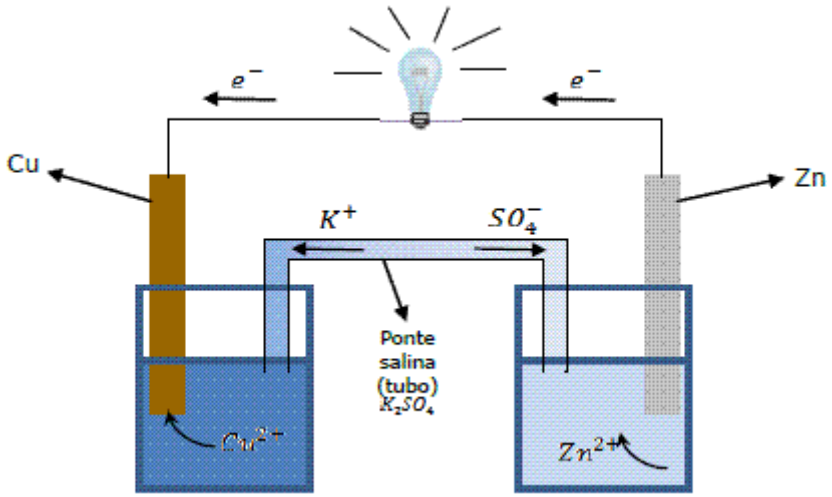


- Pilhas:

A diferença de potencial (ddp) (a f.e.m ou força eletromotriz) de uma pilha em condições-padrão pode ser calculado pelas seguintes expressões:

$$\Delta E^{o} = E^{o}red_{(cátodo)} - E^{o}red_{(ânodo)} = E^{o}red_{(maior)} - E^{o}red_{(menor)}$$

Por exemplo, a pilha de Daniell:



No eléctrodo de cobre (Cu) (cátodo): ocorre a redução

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Cu_{(s)}$$

No eléctrodo de zinco (Zn) (ânodo): ocorre a oxidação

$$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-}$$

Por convenção internacional a reacção de uma pilha é:

$$Zn^{0} \,/\, Zn^{2+} \;//\; Cu^{2+} \,/\, Cu^{0}$$

O potencial de redução do zinco é – 0,76 e o potencial de redução do cobre é + 0,34. Assim, o valor da ddp dessa pilha será:

$Zn^{2+}_{(aq)} + 2\,e^{-} \leftrightarrow Zn_{(s)}$ $\quad E_{red} = -\,0{,}76\ V$

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,e^{-} \leftrightarrow Cu_{(s)}$ $\quad E_{red} = +\,0{,}34\ V$

$\rightarrow \Delta E^{0} = E^{0}_{red(cátodo)} - E^{0}_{red(ânodo)} = E^{0}_{red\ (maior)} - E^{0}_{red\ (menor)} = \Delta E^{0} = E_{red\ (Cu^{2+})} - E_{red\ (Zn^{2+})}$

$\leftrightarrow \Delta E^{0} = +\,0{,}34 - (-\,0{,}76) = +1{,}10\ V$

3. Electrólise – é uma reacção de analise ou decomposição não espontânea de uma substância por meio da corrente eléctrica através de um sistema liquido.

Fórmula:

$$\mathbf{m = \frac{i.t.M}{96500.Z}}$$

onde:

m = massa formada no eléctrodo (g)

i = intensidade da corrente (Ampère)

t = tempo (segundos)

M = massa de 1 mole

Z = módulo da valência ou carga do ião

II. Alguns tipos de Exercícios

2.1. Exercícios sobre acerto de equações redox

2.1.1. Acertar as equações seguintes, usando o método de variação de electrões:

a) $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow KCl + CrCl_3 + Cl_2 + H_2O$

Resolução:

$$\overset{+6}{K_2Cr_2O_7} + \overset{-1}{HCl} \rightarrow KCl + \overset{+3}{CrCl_3} + \overset{0}{Cl_2} + H_2O$$

$$3 \times \left| \overset{-1}{2Cl} \rightarrow \overset{0}{Cl_2} + 2e \right.$$

$$1 \times \left| \overset{+6}{2Cr} + 3e \times 2 \rightarrow \overset{+3}{2Cr} \right.$$

$$\overset{-1}{6Cl} + \overset{+6}{2Cr} \rightarrow \overset{0}{3Cl_2} + \overset{+3}{2Cr}$$

→ a equação acertada é:

$$\overset{+6}{K_2Cr_2O_7} + 14\overset{-1}{HCl} \rightarrow 2KCl + 2\overset{+3}{CrCl_3} + 3\overset{0}{Cl_2} + 7H_2O$$

b) $HI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + H_2S + H_2O$

Resolução:

$$\overset{-1}{HI} + \overset{+6}{H_2SO_4} \rightarrow \overset{0}{I_2} + \overset{-2}{H_2S} + H_2O$$

$$4 \times \left| \overset{-1}{2I} \rightarrow \overset{0}{I_2} + 2e \right.$$

$$1 \times \left| \overset{+6}{S} + 8e \rightarrow \overset{-2}{S} \right.$$

$$\overset{-1}{8I} + \overset{+6}{1S} \rightarrow 4\overset{0}{I_2} + \overset{-2}{1S}$$

→ a equação acertada é:

$$8\overset{-1}{HI} + \overset{+6}{H_2SO_4} \rightarrow 4\overset{0}{I_2} + \overset{-2}{H_2S} + 4H_2O$$

c) $KMnO_4 + SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4$

Resolução:

$$\overset{+7}{KMnO_4} + \overset{+4}{SO_2} + H_2O \rightarrow \overset{+6}{H_2SO_4} + \overset{+2}{MnSO_4} + K_2SO_4$$

$$5 \times \left| \overset{+4}{S} \rightarrow \overset{+6}{S} + 2e \right.$$

$$2 \times \left| \overset{+7}{Mn} + 5e \rightarrow \overset{+2}{Mn} \right.$$

$$5\overset{+4}{S} + 2\overset{+7}{Mn} \rightarrow 5\overset{+6}{S} + 2\overset{+2}{Mn}$$

→ a equação acertada é:

$$2\overset{+7}{KMnO_4} + 5\overset{+4}{SO_2} + 2H_2O \rightarrow 2\overset{+6}{H_2SO_4} + 2\overset{+2}{MnSO_4} + K_2SO_4$$

2.1.2. Acertar as equações seguintes, usando o método de ião electrão:

a) $KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + KNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$ (Reacções em meio Ácido)

Resolução:

$$\overset{+7}{KMnO_4} + \overset{+3}{KNO_2} + H_2SO_4 \rightarrow \overset{+2}{MnSO_4} + \overset{+5}{KNO_3} + K_2SO_4 + H_2O$$

$$5 \times \left| NO_2^- + H_2O \rightarrow NO_3^- + 2H^+ + 2e^- \right.$$

$$2 \times \left| MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \right.$$

$$2MnO_4^- + 5NO_2^- + 16H^+ + 5H_2O \rightarrow 2Mn^{2+} + 5NO_3^- + 8H_2O + 10H^+$$

$$\leftrightarrow 2MnO_4^- + 5NO_2^- + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5NO_3^- + 3H_2O$$

→ a equação acertada é:

$$2\overset{+7}{KMnO_4} + 5\overset{+3}{KNO_2} + 3H_2SO_4 \rightarrow 2\overset{+2}{MnSO_4} + 5\overset{+5}{KNO_3} + K_2SO_4 + 3H_2O$$

b) $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$ (Reacções em meio Alcalino)

Resolução:

$$\overset{+3}{NaCrO_2} + \overset{0}{Br_2} + NaOH \rightarrow \overset{+6}{Na_2CrO_4} + \overset{-1}{NaBr} + H_2O$$

$$\begin{array}{l|l} 2\times & CrO_2^- + 4OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 2H_2O + 3e^- \\ 3\times & \overset{0}{Br_2} + 2e^- \rightarrow 2\,Br^- \end{array}$$

$$2CrO_2^- + 3\,Br_2 + 8OH^- \rightarrow 2\,CrO_4^{2-} + 6Br^- + 4H_2O$$

→ a equação acertada é:

$$2\,\overset{+3}{NaCrO_2} + 3\,\overset{0}{Br_2} + 8\,NaOH \rightarrow 2\,Na_2\overset{+6}{Cr}O_4 + 6\,\overset{-1}{NaBr} + 4\,H_2O$$

2.2. Exercícios de determinação da f.e.m duma célula

1. Com os pares redox seguintes, $\frac{Pb^{2+}}{Pb}$ e $\frac{Cu^{2+}}{Cu}$, pode construir-se uma célula galvânica.

a) Escreva as equações das reacções do ânodo, cátodo e global

b) Calcule a f.e.m desta pilha. Dados: $E^o(\frac{Pb^{2+}}{Pb})$= - 0,13V; $E^o(\frac{Cu^{2+}}{Cu})$= + 0,34V

Resolução:

a) No ânodo: $Pb(s) \rightarrow Pb^{2+}(aq) + 2e^-$

No cátodo: $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$

A reacção global: $Pb(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Cu(s) + Pb^{2+}(aq)$

b) F.e.m= $E^o red_{(maior)} - E^o red_{(menor)}$=0,34-(-0,13)=0,47V

2. Numa pilha em que se processa a reacção $2\,Ag^+ + Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2Ag$, a diferença de potencial (ddp), em condições-padrão, é:

Dados:

$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$ E°= +0,34 V

$Ag^+ + 1\,e^- \rightarrow Ag$ E°= +0,80 V

A) 1,26 V B) 0,46 V C) 0,12 V D) - 0,46 V E) - 1,14 V

Resolução:

No ânodo: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\,e^-$ (ocorre oxidação)

No cátodo: $Ag^+ + 1\,e^- \rightarrow Ag$ (ocorre redução)

A diferença de potencial (ddp), em condições-padrão, é:

Δ$E^o = E^o red_{(cátodo)} - E^o red_{(ânodo)} = E^o(Ag^+/Ag) - E^o(Cu^{2+}/Cu)$=0,8 – 0,34=0,46 V

Resposta: B)

3. Dados os potenciais - padrão de redução:

$$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al\ (-1{,}66\ V)$$

$$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe\ (-0{,}44\ V),$$

A diferença de potencial (ddp) da pilha $Al/Al^{3+}// Fe^{2+}/Fe$, em condições - padrão, é:

A) 2,10 V B) 1,32 V C) 1,22 V D) 1,08 V E) 0,88 V

Resolução:

A diferença de potencial (ddp), em condições-padrão, é:

$\Delta E^o = E^o red_{(maior)} - E^o red_{(menos)} = E^o (Fe^{2+}/Fe) - E^o(Al^{3+}/Al) = (-0{,}44\ V) - (-1{,}66\ V) = 1{,}22\ V$

4. Nas semi-reacções: $Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au$ $E°_{red}(Au^{3+}/Au) = +1{,}5\ V$

$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ $E°_{red}(Cu^{2+}/Cu) = +0{,}34\ V$

O ânodo, o cátodo e a diferença de potencial da pilha são, respectivamente:

A) cobre, ouro e + 1,16 V B) ouro, cobre e + 1,16 V C) ouro, cobre e + 2,32 V

D) cobre, ouro e - 2,32 V E) ouro, cobre e - 1,16 V

Resolução:

Como o potencial de redução do ouro é maior, Au^{3+} sofre redução e o cobre sofre oxidação. Assim: o eléctrodo de cobre é ânodo e o eléctrodo de ouro é o cátodo.

A diferença de potencial da pilha será:

$\Delta E^o = E^o red_{(cátodo)} - E^o red_{(ânodo)} = E^o (Au^{3+}/Au) - E^o(Cu^{2+}/Cu) = 1{,}5 - 0{,}34 = 1{,}16\ V$

Resposta: A) cobre, ouro e + 1,16V

5. Uma Pilha Voltaica é um dispositivo que utiliza reações de óxido–redução para converter energia química em energia elétrica. No caso de uma pilha voltaica que opera com base em duas meias-reações do tipo:

$$Cd^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightleftarrows Cd(s) \text{ e } Sn^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftarrows Sn(s),$$

O potencial-padrão da pilha é:

(Dados: $E^o_{red}(Cd^{2+}/Cd) = -0{,}403\ V$; $E^o_{red}(Sn^{2+}/Sn) = -0{,}136\ V$)

A) –0,267 V B) +0,267 V C) –0,534 V D) –0,539 V E) +0,539 V

Resolução:

Dados: O potencial-padrão da pilha é:

$E^o_{red}(Cd^{2+}/Cd) = -0,403$ V

$E^o_{red}(Sn^{2+}/Sn) = -0,136$ V

$\Delta E^o = E^o red_{(maior)} - E^o red_{(menos)}$

$= E^o (Sn^{2+}/Sn) - E^o(Cd^{2+}/Cd)$

$= (-0,136) - (-0,403) = +0,267$V

Resposta: B) +0,267 V

2.3. Exercícios sobre Leis de Faraday

1. *A decomposição por electrólise de uma determinada substância ocorre de acordo com a seguinte equacção: $X^{3+} + 3e^- \rightarrow X$. Usando uma corrente constante de 1,39 A, a massa obtida foi de 0,01 g. Quantos segundos foram gastos na decomposição de X? (M(X)=30g/mol).*

Resolução:

Dados:

m(X)=0,01g

M(X)=30g/mol

i=1,39 A

Z=3

t=?

O tempo da decomposição de X será:

$$m = \frac{i.t.M}{96500.Z} \rightarrow t = \frac{m.96500.Z}{i.M} = \frac{0,01 \times 96500 \times 3}{1,39 \times 30} = 69,42s$$

2. Uma solução aquosa de nitrato de prata foi eletrolisada durante 1 h. Sabendo que a corrente elétrica que circulou pela celula eletrolítica foi de 2,0 A, determine a massa de prata depositada no cátodo:

A) 4,0 g B) 8,06 g C) 2,68 g D) 1,1. 10^{-3} g. E) 2,2 . 10^{-3} g.

Resolução:

Dados:

t= 1h=3600s

i= 2,0A

M(Ag)= 108g/mol

Z=1

m(Ag)=?

Nitrato de prata: $AgNO_3$

Reacção que ocorre no cátodo:

$$Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag$$

A massa de prata depositada no cátodo será:

$$m(Ag) = \frac{i.t.M}{96500.Z} = \frac{2 \times 3600 \times 108}{96500 \times 1} = 8,06 \text{ g}$$

Resposta: B) 8,06 g

III. Exercícios de consolidação

1. **Determine o nox de:**
   a) Manganês na molécula do permanganato de potássio ($KMnO_4$).
   b) Fósforo na molécula do ácido pirofósfórico ($H_4P_2O_7$).
   c) Carbono na molécula $C_{12}H_{22}O_{11}$.
   d) Enxofre no ião $S_2O_3^{2-}$.

2. **Nos seguintes processos indique as que envolvem a oxidação e a redução.**
   a) $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$
   b) $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$
   c) $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$
   d) $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$
   e) $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$

3. **Quais das seguintes reacções são redox? No caso das redox, identifique o agente oxidante ou o redutor.**
   a) $Cu^{2+} + 4NH_3 \rightarrow Cu(NH_3)_4^{2+}$
   b) $Cl_2 + 2OH^- \rightarrow Cl^- + ClO^- + H_2O$
   c) $Ca + F_2 \rightarrow CaF_2$
   d) $Ca^{2+} + 2F^- \rightarrow CaF_2$
   e) $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$

4. **Dadas as semi-reações abaixo. Identifique a que representa a oxidação, a que representa a redução e encontre a reacção global devidamente balanceada.**
   a) $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ e $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$
   b) $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ e $Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag$
   c) $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ e $H_2C_2O_4 \rightarrow 2CO_2 + 2H^+ + 2e^-$

5. **Nas reações abaixo, identifique o NOX de todos os átomos, os processos de oxidação e redução e os agentes oxidante e redutor.**

a) $MgO + C \rightarrow CO + Mg$

b) $2Cl^- + H_2O \rightarrow Cl_2 + 2OH^- + H_2$

6. Acertar as equações seguintes, usando o método de variação de electrões:

a) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$

b) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$

c) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$

d) $Fe + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + N_2 + H_2O$

e) $Fe + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + H_2O$

7. Acerte as equações pelo método ião – electrão.

a) $S_2O_3^{2-} + I_2 \xrightarrow{H^+} S_2O_6^{2-} + I^-$

b) $ClO_4^- + Sn^{2+} \xrightarrow{H^+} Cl^- + Sn^{4+}$

c) $CrO_2^- + ClO^- \xrightarrow{OH^-} CrO_4^{2-} + Cl^-$

d) $Zn + MnO_4^- \xrightarrow{OH^-} ZnO_2^{2-} + MnO_2$

8. Considere as seguintes equações:

I. $HC\ell + NaOH \rightarrow NaC\ell + H_2O$

II. $H_2 + ½\ O_2 \rightarrow H_2O$

III. $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

Ocorre oxirredução apenas em:

A. I. **B.** II. **C.** III. **D.** I e III.

9. A equação em que não ocorre reacção de oxirredução é:

A. $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$

B. $A\ell + 3\ H_2SO_4 \rightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + 3\ H_2$

C. $Zn + CuSO_4 \rightarrow Cu + ZnSO_4$

D. $NaC\ell + AgNO_3 \rightarrow AgC\ell + NaNO_3$

10. Observe a reacção:

$$SnCl_2 + 2\ HCl + H_2O_2 \rightarrow SnCl_4 + 2\ H_2O.$$

A partir dela, podemos afirmar correctamente que:

A. o Sn e o Cl sofrem oxidação.

B. o Sn sofre oxidação, e o O (no H_2O_2), redução.

C. o Sn sofre oxidação, e HCl, redução.

D. a H_2O_2 sofre redução, e o Cl, oxidação.

11. Considere a seguinte equação que representa uma equação de oxirredução:

$$\mathbf{2\ H_2O + 2F_2 \rightarrow 4\ HF + O_2}$$

Determine, respectivamente, a substância oxidada e a reduzida:

A. F_2 e H_2O. **B.** F_2 e HF. **C.** F_2 e O_2. **D.** H_2O e F_2.

12. A produção do metal manganês é realizada a partir de uma reacção entre o carvão e minério pirolusita (MnO_2), como representado na equação a seguir:

$$MnO_2 + C \rightarrow Mn + CO_2$$

Podemos afirmar que o(s) agente(s) redutor(es) dessa equação é(são):

A. MnO_2 **B.** MnO_2 e CO_2 **C.** CO_2 **D.** C

E.

13. O metal ferro (Fe) pode ser regenerado a partir da reacção entre o hidróxido de ferro II e o metal zinco, como podemos acompanhar na equação a seguir:

$$Fe(OH)_2 + Zn \rightarrow Zn(OH)_2 + Fe$$

A partir da análise da equação de obtenção do ferro, podemos afirmar que:

A. O ferro sofre oxidação porque perde electrões.

B. O zinco sofre oxidação porque perde electrões.

C. O ferro sofre redução porque perde electrões.

D. O zinco sofre redução porque ganha electrões.

14. Em uma solução de $CuSO_4$, de cor azulada, são adicionados fragmentos de ferro metálico. Depois de algum tempo, a solução perde sua cor azulada, e nota-se que os fragmentos de ferro são recobertos de cobre metálico. **A respeito desse fato, pode-se afirmar que o:**

A. ferro sofre oxidação, portanto é o agente oxidante.

B. ferro sofre redução, portanto é o agente redutor.

C. cobre sofre redução, portanto é o agente oxidante.

D. cobre sofre oxidação, portanto é o agente redutor.

15. Na reacção iónica:

$$Ni_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

A. o níquel é o oxidante porque ele é oxidado.

B. o níquel é o redutor porque ele é oxidado.

C. o ião cúprico é o oxidante porque ele é oxidado.

D. não se trata de uma reacção de redox, logo não há oxidante e nem redutor.

16. Na célula eletroquímica representada pela equação:

$$Ni^0 + 2Ag^+ \rightarrow Ni^{2+} + 2Ag^0$$

é correto afirmar que:

A. os electrões fluem, pelo circuito externo, da prata para o níquel.

B. o cátodo é o eletrodo de níquel.

C. o eletrodo de prata sofre desgaste.

D. a prata sofre redução.

17. Utensílios de uso cotidiano e ferramentas que contêm ferro em sua liga metálica tendem a sofrer processo corrosivo e enferrujar. A corrosão é um processo eletroquímico e, no caso do ferro, ocorre a precipitação do óxido de ferro(III) hidratado, substância marrom pouco solúvel, conhecida como ferrugem. Esse processo corrosivo é, de maneira geral, representado pela equação química:

$$4\,Fe\,(s) + 3\,O_2\,(g) + 2\,H_2O\,(l) \rightarrow 2\,\underbrace{Fe_2O_3 \cdot H_2O}_{\text{Ferrugem}}\,(s)$$

Uma forma de impedir o processo corrosivo nesses utensílios é:

A. renovar sua superfície, polindo-a semanalmente.

B. evitar o contacto do utensílio com o calor, isolando-o termicamente.

C. impermeabilizar a superfície, isolando-a de seu contacto com o ar húmido.

D. guardar os utensílios em embalagens. isolando-os do contacto com outros objectos.

18. Dados:

$Fe^{3+}\,(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}\,(aq)$ $\quad E° = -0{,}77\ V$

$Fe^{2+}\,(aq) + 2e^- \rightarrow Fe\,(s)$ $\quad E° = -0{,}44\ V$

$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu\,(s)$ $\quad E° = +0{,}34\ V$

A formação da ferrugem é um processo natural e que ocasiona um grande prejuízo. Estima-se que cerca de 25% da produção anual de aço é utilizada para repor peças ou estruturas

oxidadas. Um estudante resolveu testar métodos para evitar a corrosão em um tipo de prego. Ele utilizou três pregos de ferro, um em cada tubo de ensaio. No tubo I, ele deixou o prego envolto por uma atmosfera contendo somente gás nitrogênio e fechou o tubo. No tubo II, ele enrolou um fio de cobre sobre o prego, cobrindo metade de sua superfície. No tubo III, ele cobriu todo o prego com uma tinta aderente.

Após um mês o estudante verificou formação de ferrugem

A. em nenhum dos pregos. **B.** apenas no prego I.

C. apenas no prego II. **D.** apenas no prego III.

19. O trabalho produzido por uma pilha é proporcional à diferença de potencial (ddp) nela desenvolvida quando se une uma meia-pilha onde a reacção eletrolítica de redução ocorre espontaneamente (cátodo) com outra meia pilha onde a reacção eletrolítica de oxidação, ocorre espontaneamente (ânodo).

$Ag \rightarrow Ag^{+} + e$	E = –0,80 V
$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e$	E = –0,34 V
$Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2e$	E = +0,40 V
$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e$	E = +0,44 V
$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e$	E = +0,76 V

Com base nas semi-reações eletrolíticas acima, colocadas no sentido da oxidação, e seus respectivos potenciais, **assinale a opção que indica os metais que produzirão maior valor de ddp quando combinados para formar uma pilha**.

A. Cobre como cátodo e prata como ânodo.

B. Prata como cátodo e zinco como ânodo.

C. Zinco como cátodo e cádmio como ânodo.

D. Cádmio como cátodo e cobre como ânodo.

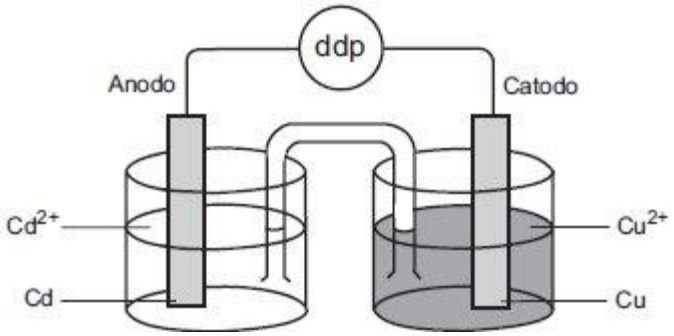
20. Uma pilha de Daniell opera em condições padrões com soluções aquosas de $ZnSO_4$ e $CuSO_4$, com diferença de potencial nos terminais de ΔE^0. Cristais de $CuSO_4$ são adicionados na respectiva solução, alterando o potencial para ΔE, na mesma temperatura.

Pode-se afirmar que este novo potencial:

A. permaneceu constante. **B.** aumentou.

C. diminuiu. **D.** ficou zero.

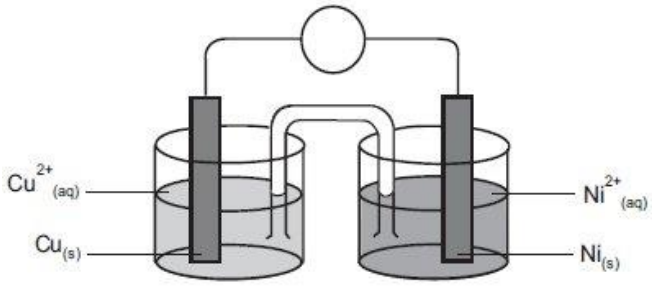
21. Considere o esquema abaixo que representa uma pilha constituída de metal cobre em solução aquosa de sulfato de cobre e metal cádmio em solução de sulfato de cádmio.



Uma tabela fornece a informação de que os potenciais padrões de redução do Cu^{2+} e do Cd^{2+} são, respectivamente, +0,34 V e -0,40 V e que a prata é um elemento mais nobre que o cobre. **Assinale a opção que mostra a ordem decrescente de facilidade de oxidação dos três metais citados e a diferença de potencial (ddp) da pilha indicada na figura**.

A. Cu > Ag > Cd; -0,74 V
B. Cd > Cu > Ag; +0,74 V
C. Ag > Cu > Cd; -0,06 V
D. Cd > Cu > Ag; +0,06 V

22. Considere a célula eletroquímica abaixo e os potenciais das semi-reações:



$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e \longrightarrow Cu_{(s)}$	$E^0 = +0,34V$
$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e \longrightarrow Ni_{(s)}$	$E^0 = -0,25V$

Sobre o funcionamento da pilha, e fazendo uso dos potenciais dados, é INCORRETO afirmar que:

A. os electrões caminham espontaneamente, pelo fio metálico, do eletrodo de níquel para o de cobre.
B. a ponte salina é fonte de íons para as meia-pilhas.
C. no ânodoânodo ocorre a semi-reacção $Ni_{(s)} \rightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

D. no cátodocátodo ocorre a semi-reacção $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

E. a reacção espontânea que ocorre na pilha é: $Cu_{(s)} + Ni^{2+}_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + Ni_{(s)}$

23. Em uma pilha galvânica ocorrem vários processos oxidativos. Sobre as pilhas eletroquímicas podemos afirmar correctamente:

A. No ânodo da pilha ocorre um processo de redução.

B. O cátodo é o polo positivo de uma pilha.

C. Quando uma pilha está sendo utilizada, os elétrons fluem do cátodo para o ânodo.

D. Ocorre um aumento da massa do eletrodo negativo.

24. I e II são equações de reações que ocorrem em água, espontaneamente, no sentido indicado, em condições padrão.

I. $Fe + Pb^{2+} \rightarrow Fe^{+2} + Pb$

II. $Zn + Fe^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Fe$

Analisando tais reações, isoladamente ou em conjunto, pode-se afirmar que, em condições padrão,

A. electrões são transferidos do Pb^{2+} para o Fe.

B. reacção espontânea deve ocorrer entre Pb e Zn^{2+}.

C. Zn^{2+} deve ser melhor oxidante do que Fe^{2+} .

D. Zn deve reduzir espontaneamente Pb^{2+} a Pb.

25. Numa pilha do tipo comumente encontrado nos supermercados, o pólo negativo é constituído pelo revestimento externo de zinco. A semi-reacção que permite ao zinco funcionar como pólo negativo é:

A. $Zn^+ + e^- \rightarrow Zn$

B. $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$

C. $Zn \rightarrow Zn^+ + e^-$

D. $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

<u>Nota:</u> ***Os alunos podem consultar e fazer mais exercícios nas referências seguintes:***

1. Amadeu Afonso e Anastácio Vilanculos (2017), *Q12-Química 12ª classe*, Texto Editores, Lda.-Moçambique

2. Site: ead.mined.gov.mz→Módudos de Química do II ciclo → Módulo 5→Lição 1 a 15 (P. 5-134)

UNIDADE TEMÁTICA 5 **QUÍMICA ORGÂNICA**

I. Resumo de conteúdos

1. Revisão dos conteúdos sobre hidrocarbonetos, álcoois e fénois, Aldeídos e cetonas, Ácidos carboxílicos e Ésteres na 10ª classe.

2. Aminas

Aminas são compostos orgânicos teoricamente derivados do amoníaco por substituição parcial ou total dos hidrogénios deste por radical alquilo ou arilo.

Fórmula geral: **R – NH_2**

Onde: R – radical alquilo ou arilo

– NH_2 grupo amina ou amino que é o grupo funcional

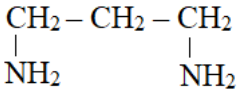
Classificação

- **Amina primária** – aquela em que o amoníaco sofreu a substituição de um hidrogénio por um radical: **R – NH_2**
- **Amina secundária** – aquela em que o amoníaco sofreu a substituição de dois hidrogénios por radicais: **R – NH – R'**
- **Amina terciária** – aquela em que o amoníaco sofreu a substituição dos três hidrogénios por radicais:

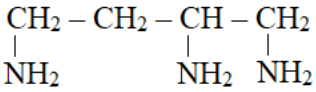
$$R - \underset{\displaystyle R''}{\overset{\displaystyle |}{N}} - R'$$

Também existe a classificação de aminas em função da quantidade de grupos amina presentes no composto, em que se tem:

- **Monoamina** – aquela que apresenta um grupo amina. Ex: $CH_3 – NH_2$, $CH_3 – CH_2 – NH_2$ …
- **Diamina** – aquela que apresenta dois grupos amina. Ex:



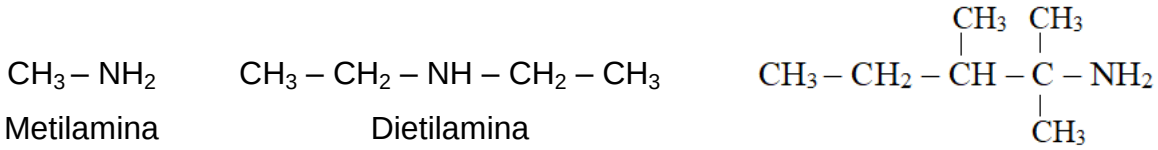
- **Triamina** – aquela que apresenta três grupos amina. Ex:



Nomenclatura

Nomeiam-se os radicais e termina-se com palavra "amina"

Ex:



$CH_3 – NH_2$ — Metilamina

$CH_3 – CH_2 – NH – CH_2 – CH_3$ — Dietilamina

1,1,2- Trimetilbutilamina

Propriedades químicas

❖ Reacção com água

$$CH_3 – NH_2 + H_2O \rightarrow CH_3 – NH_3OH$$

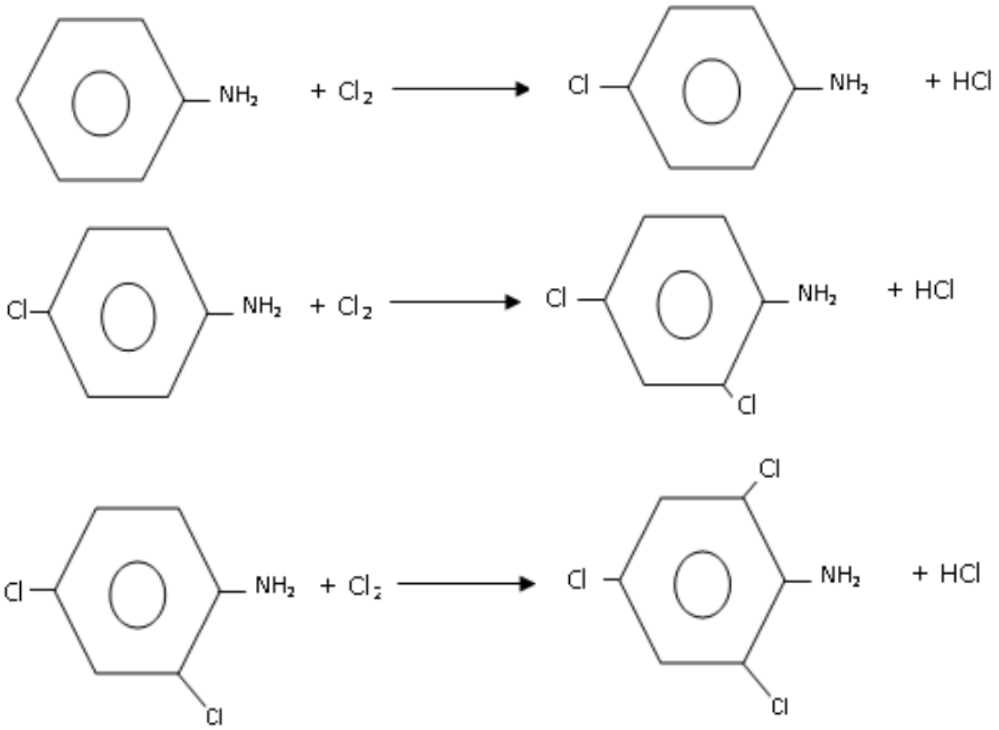
Hidróxido de metilamônio

❖ Reacção com ácidos

$$CH_3 – CH_2 – CH_2 – NH_2 + HCl \rightarrow CH_3 – CH_2 – CH_2 – NH_3Cl$$

❖ Reacção de substituição no anel aromático: O grupo amina é um radical orto-para dirigente, visto apresentar apenas ligações simples. Assim, em reacções com outras substâncias, ele dirige-as às posições orto e Para.

Exemplos:



❖ Reacção de combustão

$$4CH_3 – NH_2 + 9O_2 \rightarrow 4CO_2 + 10H_2O + 2N_2$$

3. Amidas

Amidas – são compostos derivados de ácidos carboxílicos, em que a hidroxila foi substituída por um grupo amino ou, são compostos derivados do amoníaco por substituição de seus hidrogénios por radicais acil.

Fórmula geral: **R – CO – NH_2**

Onde:

R – é radical alquil ou aril

□□□CO –NH2 - radical ou grupo amida, que é o grupo funcional das amidas

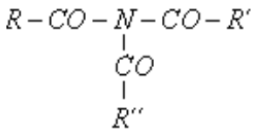
R – CO □□□- radical acil

Classificação:

- *Amidas primárias* – são aquelas que resultam da substituição de um hidrogénio do amoníaco por um radical acil (R – CO – NH_2). Ex: CH_3 – CO – NH_2

- *Amidas secundárias* – são aquelas que resultam da substituição de dois hidrogénios do amoníaco por radicais acil (R – CO – NH – CO – R'). Ex: CH_3 – CO – NH – CO – CH_3.
- *Amidas terciárias* – são aquelas que resultam da substituição dos três hidrogénios do amoníaco por radicais acil.

  Ex:



Também podemos classificar as amidas consoante o número de grupos amina presentes no compostos. Desta temos:

- *Monoamidas* – são aquelas que apresentam apenas um grupo amino ligado a radicais acil (R – CO – NH_2). Ex: CH_3 – CO – NH_2
- *Diamidas* – são aquelas que apresentam dois grupos amino ligados a radicais acil (NH_2 – CO – R – CO – NH_2). Ex: NH_2 – CO – CH_2 – CO – NH_2.

Nomenclatura: **Prefixo + "an" + terminação "amida"**

$H-CO-NH_2$	Metanamida
$CH_3-CO-NH_2$	Etanamida
$C_6H_5-CO-NH_2$	Benzamida
$CH_3-CO-NH-CO-CH_3$	Dietanamida

A regra para dar nomes usuais é: **Nome usual do ácido + terminação "amida"**. Ex: Formamida, Acetamida, Benzamida, Diacetamida, etc.

Propriedades químicas:

❖ Reacção de hidrólise:

$$R-CO-NH_2 + H_2O \xrightarrow{H^+} R-CO-OH + NH_3$$

Exemplo:

$$CH_3-CO-NH_2 + H_2O \xrightarrow{H^+} CH_3-CO-OH + NH_3$$

- Reacção com halogéneos: É uma reacção tipicamente de substituição, em que os hidrogénios do grupo amina são substituidos por hologéneos.

$$R-CO-NH_2 + Cl_2 \rightarrow R-CO-NHCl + HCl$$

Exemplo:

$$CH_3-CO-NH_2 + Cl_2 \xrightarrow{OH^-} CH_3-CO-NHCl + HCl$$

- Reacção de desidratação: Ao aquecer as amidas, estas perdem a água, formando assim compostos pertencentes à função nitrila.

$$R-CO-NH_2 \xrightarrow[\Delta]{} R-C\equiv N + H_2O$$

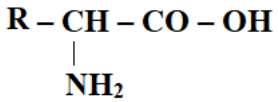
Exemplo:

$$CH_3-CO-NH_2 \xrightarrow[\Delta]{} CH_3-C\equiv N + H_2O$$

4. Aminoácidos

Aminoácidos – são substâncias de função mista, amina e ácido carboxílico.

Fórmula geral:



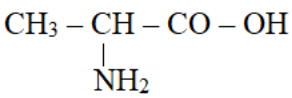
Onde: R: é um radical alquil ou aril

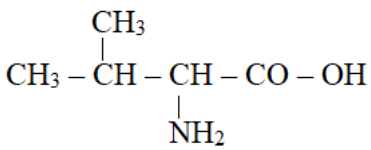
– CO – OH : Grupo carboxilo

- NH_2 : Grupo amino

Nomenclatura

Os aminoácidos são mais conhecidos pelos seus nomes usuais. Entretanto, para dar nomes IUPAC basta obedecer às regras da nomenclatura dos ácidos carboxílicos, considerando – NH_2 como um radical.

$NH_2 – CH_2 – CO – OH$ 



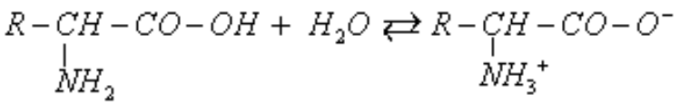
I: Ácido 2-Amino I: Ácido 2-Amino I: Ácido 2-Amino 3-Metil

etanóico	propanóico	butanóico
U: Glicina	U: Alanina	U: Valina

Propriedades químicas

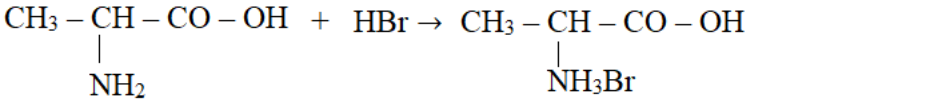
Pelo facto de serem uma função mista (amino e ácido carboxílico), os aminoácidos são substâncias anfotéricas ou anfipróticas, pois comportam-se tanto como ácidos bem como bases.

- Reacção com a água



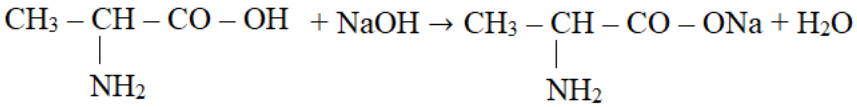
Zwitterion

- Reacção com ácidos



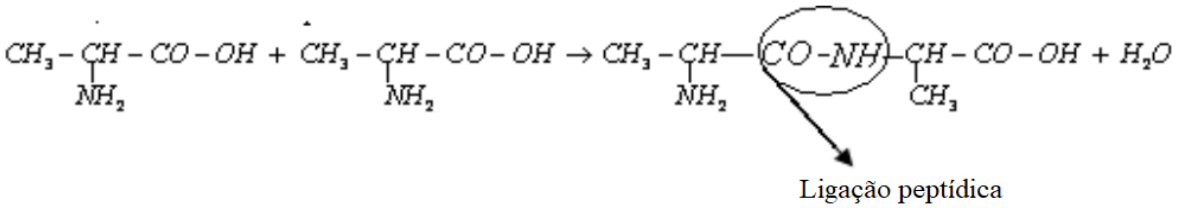
Ácido 2-Amino propanóico — Brometo de ácido 2-Amónia propanóico

- Reacção com bases



Ácido 2-Amino propanóico — Propanoato 2-Amino sódio

- Reacção de aminoácidos entre si



Esta reacção constitui o fundamento básico para a formação de polipeptídeos e proteínas através da formação de ligações peptídicas.

5. Polipeptídeos e Proteínas

Polipeptídeos são compostos macromoleculares (grandes) que resultam da ligação sucessiva de aminoácidos através de ligações peptídicas por condensação.

Os polipeptídeos apresentam cadeias que contêm entre 2 a 50 unidades de aminoácidos.

Proteínas são compostos macromoleculares (grandes) que se formam por estabelecimento de ligações sucessivas entre aminoácidos (ligações peptídicas) por condensação.

As proteínas são de cadeias longas de cerca de dez mil (10000) ou mais unidades de aminoácidos.

Propriedades químicas

A hidrólise (reacção com água) das proteínas constitui o fundamento básico para a formação de aminoácidos devido à ruptura das ligações peptídicas.

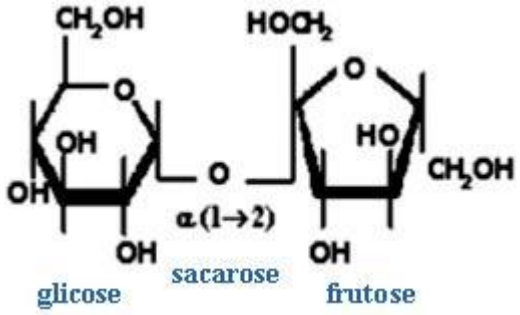
Proteínas + água → aminoácidos

6. Carbohidratos (glicídeos)

Carbohidratos – são compostos de função mista, polihidroxila e aldeído ou cetona.

Classificação

- *Monossacarídeos* – são carbohidratos que não sofrem hidrólise. A sua fórmula é: $C_6H_{12}O_6$. Exemplos: glicose, frutose, galactose, manose.
- *Dissacarídeos* – são carbohidratos que por hidrólise originam duas moléculas de monossacarídeos. A fórmula molecular é: $C_{12}H_{22}O_{11}$. Exemplos: sacarose, lactose, maltose, celubiose.



- *Polissacarídeos* – são carbohidratos que por hidrólise originam mais que duas moléculas de monossacarídeos. A sua fórmula geral é: $(C_6H_{10}O_5)_n$. Exemplos: amido, celulose, rafinose.

7. Polímeros

Polímero é uma molécula comprida constituída por umidades pequenas que se repetem

Às unidades pequenas que se repetem dá-se o nome de monómeros. Portanto, o monómero constitui a estrutura básica de um polímero.

Reacções de polimerização ou polimerização é o processo de formação de polímeros a partir de monómeros

Os polímeros classificam-se em: polímeros naturais, polímeros sintéticos, polímeros de adição e polímeros de condensação.

II. Exercícios de consolidação

1) Os hidrocarbonetos dividem-se em dois grandes grupos:

A. os alcanos e os cicloalcanos.
B. os alcenos e os alcinos.
C. os cicloalcenos e os cicloalcinos.
D. os alifáticos e os aromáticos.

2) Assinale a alternativa correcta:

A. Os hidrocarbonetos que têm ligações simples na molécula são alcanos.
B. Os compostos que apenas têm ligações simples na molécula são alcanos.
C. Os hidrocarbonetos acíclicos que apenas têm ligações simples na molécula são alcanos.
D. Os hidrocarbonetos acíclicos que têm menos uma ligação simples são alcanos.

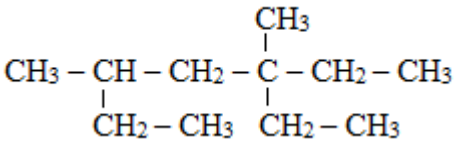
3) Os alcanos são hidrocarbonetos saturados que apresentam:

A. apenas ligações simples entre os átomos de carbono na cadeia carbónica aberta.
B. apenas ligações simples entre os átomos de carbono no anel.
C. pelo menos uma ligação dupla na cadeia carbónica.
D. pelo menos uma ligação tripla na cadeia carbónica.

4) A fórmula molecular geral dos alcanos é:

A. C_nH_{2n} $(n \geq 2)$
B. C_nH_{2n+2} $(n \geq 1)$
C. C_nH_{2n-2} $(n \geq 2)$
D. C_nH_{2n-6} $(n \geq 6)$

5) O alcano Y possui a fórmula estrutural seguinte:



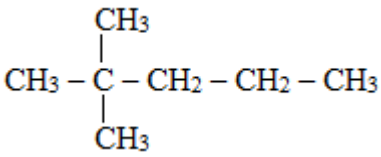
O nome da IUPAC de Y será:

A. 2,4-Dietil-4-Metilhexano
B. 3-Etil-3,5-Dimetilheptano
C. 5-Etil-3,5-Dimetilhetano
D. 3,5-Dietil-5-Metilhexano

6) O n-Butano reage com o bromo (proporção de mol 1:1). Que haloalcano principal seguinte se forma?.

A. $CH_3CH_2CH_2CH_2Br$
B. $CH_3CH_2CHBrCH_3$
C. $CH_3CH_2CH_2CH_2CHBr_2$
D. $CH_3CH_2CBr_2CH_3$

7) O hidrocarboneto Y possui a fórmula estrutural seguinte:



Quando Y reage com o cloro (proporção de mol 1:1), quantos cloroalcanos (cloretos de alquilo) são isómeros?

A. Três isómeros
B. Quatro isómeros
C. Cinco isómeros
D. Seis isómeros

8) Os alcenos mais simples são hidrocarbonetos que apresentam:

A. Insaturados, cadeia carbónica acíclica, têm menos uma ligação covalente dupla carbono-carbono na molécula.
B. Insaturados, cadeia carbónica cíclica, têm uma ligação covalente dupla carbono-carbono na molécula.
C. Insaturados, cadeia carbónica acíclica, têm apenas uma ligação covalente dupla carbono-carbono na molécula.
D. Insaturados, cadeia carbónica acíclica, têm uma ligação covalente dupla carbono-carbono ou duas ligações covalentes duplas carbono-carbono na molécula.

9) A fórmula geral da série homóloga dos alcenos mais simples é:

A. C_nH_{2n+2}, $n \leq 2$.
B. C_nH_{2n}, $n \geq 3$.
C. C_nH_{2n-2}, $n \leq 3$.
D. C_nH_{2n}, $n \geq 2$.

10) O nome da IUPAC de alceno $CH_3 – CH = CH – CH_2 – CH_3$ é:

A. Metilbut-2-eno
B. Penteno-3
C. Pent-2-eno
D. Pent-3-eno

11) Existe o processo de reacção: But-1-eno →X→but-2-eno. A fórmula de estrutura possível de X será:

A. CH_3-CH_2-CH_2-CH_3
B. CH_3-CH_2- CH_2-CH_2Br
C. CH_3-CH_2-CHB_r-CH_3
D. CH_2Br-CHBr-CH_2-CH_3

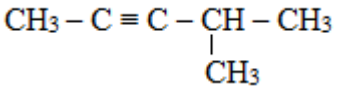
12) Os alcinos são hidrocarbonetos:

A. Insaturados de cadeia aberta, que se caracterizam por terem menos uma ligação tripla carbono-carbono.
B. Insaturados de cadeia fechada, que se caracterizam por terem uma ligação tripla carbono-carbono.
C. Insaturados de cadeia aberta, que se caracterizam por terem uma ligação tripla carbono-carbono ou duas ligações tripla carbono-carbono.
D. Insaturados de cadeia aberta, que se caracterizam por terem uma ligação tripla carbono-carbono.

13) A fórmula geral da série homóloga dos alcinos mais simples é:

A. C_nH_{2n+2}, $n \leq 2$.
B. C_nH_{2n}, $n \geq 3$.
C. C_nH_{2n-2}, $n \leq 3$.
D. C_nH_{2n-2}, $n \geq 2$.

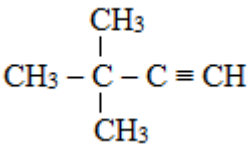
14) O alcino X possui a fórmula estrutural seguinte:



O nome de X é:

A. 4-Metilpent-2-ino.
B. 2-Metilpent-3-ino.
C. 4-Metilpent-3-ino.
D. 2-Metilpent-4-ino.

15) Qual é o nome (IUPAC) de substância que possui a fórmula de estrutura seguinte:



A. 2,2-Dimetilbut-1-ino
B. 2,2-Dimetilbut-3-ino
C. 3,3-Dimetilbut-1-ino
D. 3,3-Dimetilbut-2-ino

16) Qual o alcino que não pode reagir com a solução $AgNO_3/NH_3$?

A. Acetileno
B. Propino
C. But-2-ino
D. Pente-1-ino

17) Para distinguir but-1-ino com but-2-ino, qual é o indicador que se usa?

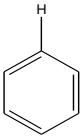
A. Solução de $KMnO_4 + H_2SO_4$
B. Solução de $AgNO_3/NH_3$
C. Solução de Br_2
D. Fenolftaleína

18) Assinale a alternativa correcta nas alternativas seguintes:

A. O benzeno apenas é capaz de participar em reacções de substituição.
B. O benzeno apenas é capaz de participar em reacções de adição.
C. O benzeno é capaz de participar em reacções de substituição e reacções de adição, mas participa preferencialmente em reacções de substituição.
D. O benzeno não é capaz de participar em reacções de adição e reacções de substituição.

19) Há três fórmulas de estrutura seguinte:

(1)



(2)

(3)

Qual a fórmula do benzeno?

A. (1) e (2).
B. (1) e (3).
C. (2) e (3).
D. (1); (2) e (3).

20) A fórmula geral dos hidrocarbonetos aromáticos monocíclicos é:

A. C_nH_{2n+6}, n ≥ 6.
B. C_nH_{2n-6}, n ≥ 3.
C. C_nH_{2n-2}, n ≥ 6.
D. C_nH_{2n-6}, n ≥ 6.

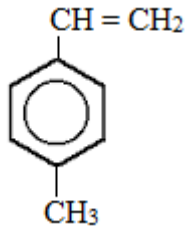
21) Qual é a alternativa incorrecta quando se diz sobre as possibilidades de ligação dos grupos metilo ao anel benzénico na molécula do xileno?

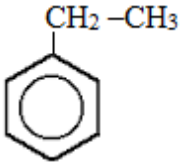
A. Orto (o-), quando as ligações são nos carbonos 1 e 2;
B. Meta (m-), quando as ligações são nos carbonos 1 e 3;
C. Para (p-), quando as ligações são nos carbonos 1 e 4;
D. Orto (o-), quando as ligações são nos carbonos 1 e 5.

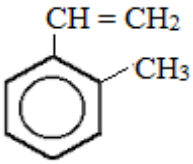
22) Dadas as substâncias: (1) benzeno; (2) tolueno; (3) ciclohexano; (4) hex-5-eno; (5) xileno; (6) etilbenzeno. **A série de hidrocarbonetos aromáticos é:**

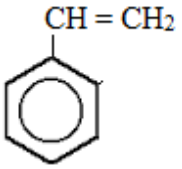
A. (1); (2); (3); (4).
B. (1); (2); (5); (6).
C. (2); (3); (5); (6).
D. (1); (5); (6); (4).

23)Qual a fórmula estrutural do estireno?

A. 

B. 

C. 

D. 

24)Nas opções que se seguem, qual é a reacção que não acontece?

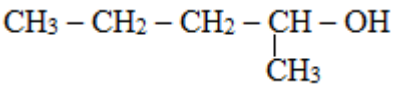
A. O benzeno + Br_2 (catalisador: Ferro em pó).

B. O benzeno + H_2 (Ni, p, tº)

C. O benzeno + Br_2 (em solução)

D. O benzeno + HNO_3 (catalisador: H_2SO_4)

25)Álcool X possui a fórmula molecular seguinte:



O nome da IUPAC de X será:

A. 3-Metilbutan-2-ol

B. 2-Metilbutan-2-ol

C. Pentan-2-ol

D. 1-Metilbutan-1-ol

26) Temos as substâncias: (1) metanol; (2) etanol; (3) propano-2-ol; (4) 2-Metilpropan-2-ol; (5) Butan-2-ol. **Quais são os álcoois secundários?**

A. 1, 2, 3. B. 2,3,4. C. 3,4.5. D. 3,5.

27) Qual é a reacção que não acontece nas reacções seguintes?

A. $C_2H_5OH + Na$

B. $C_2H_5OH + NaOH$

C. $C_2H_5OH + CuO$ (tº)

D. $C_2H_5OH + CH_3COOH$

28) Qual é o grupo de substâncias que reagem com o fenol?

A. C_2H_5OH, C_2H_6, NaOH

B. Na, Na_2SO_4, NaOH

C. Na, NaCl, NaOH

D. Na, NaOH, Br_2 (aq)

29) O fenol é :

A. É um composto anfótero.

B. Uma base fraca.

C. Um ácido forte. D. Um ácido fraco.

30) Os aldeídos são compostos orgânicos que possuem o grupo funcional:

A. (- COOH) B. (- NH_2**)** C. (-CHO) D. (- OH)

31) O nome do HCHO é:

A. Aldeído fórmico B. Formaldeído

C. Metanal D. A, B, C são correctas

32) O nome de $CH_3 – CH (C_2H_5) – CH_2 – CHO$ é:

A. 3-Etilbutanal B. 3-Metilpentanal

C. 3-Metilbutan-1-al D. 3-Etilbutanal

33) Na reacção de hidrogenação de aldeídos, os aldeídos:

A. são agentes oxidantes. B. são agentes redutores.

C. são redox-anfotéricos. D. não são oxidantes nem são redutores.

34) Assinale a alternativa incorrecta nas alternativas seguintes:

A. Os aldeídos reagem com o hidrogénio (tº, catalisador), formando álcoois primários.

B. As cetonas reagem com o hidrogénio (tº, catalisador), formando álcoois secundários.

C. Os aldeídos reagem com o reagente de Tollens, formando a prata metálica.

D. As cetonas reagem com o reagente de Tollens, formando a prata metálica.

35) Os ácidos carboxílicos reagem com os álcoois formando ésterres. **O nome desta reacção é:**

A. Reacção de neutralização. B. Reacção de desidratação.

C. Reacção de esterificação. D. Reacção de combinação.

36) A glicerina reage com ácido acético formando quantos ésteres?

A. 3 B. 4 C. 5 D. 6

37) Assinale a série em que todas as substâncias reagem com ácido fórmico.

A. $AgNO_3/NH_3$, CH_3NH_2, C_2H_5OH, KOH, Na_2CO_3.

B. NH_3, K, Cu, NaOH, O_2, H_2.

C. Na_2O, NaCl, Fe, CH_3OH, C_2H_5Cl.

D. CH_3NH_2, C_2H_5OH, KOH, NaCl.

38) Dados os compostos abaixo:

A: $CH_3 - CO - OH$

B: $CH_3 - CH_2 - \underset{\displaystyle CH_2}{\underset{|}{CH}} - \underset{\displaystyle CO-OH}{\underset{|}{CH}} - \overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{CH}} - CH_3$

C: $C_6H_5 - CO - OH$

D: $H - CO - OH$

a) Dê os nomes IUPAC dos compostos A, B, C e D.

b) Dê nomes usuais dos compostos A e D.

39) Complete as equações químicas das reacções abaixo:

a) $H - CO - OH + CaO \rightarrow$

b) $CH_3 - CO - OH + K \rightarrow$

c) $CH_3 - (CH_2)_{14} - CO - OH + NaOH \rightarrow$

d) $H - CO - OH + CH_3 - CH_2 - OH \xrightarrow{H^+}$

40) Nas substâncias seguintes, qual é a substância que não reage com CH_3COOH?

A. C_2H_5OH B. Na C. $NaHCO_3$ D. Cu

41) O ácido fórmico reage com o reagente de Tollens e o reagente de Fehling porque:

A. Na molécula do ácido fórmico, existe grupo funcional de aldeído (-CHO).

B. O ácido fórmico é um ácido forte.

C. O ácido fórmico é um ácido que possui propriedade de oxidação.

D. B, C são correctas.

42) Assinale a alternativa que não é propriedade de $CH_2=C(CH_3) – COOH$.

A. Propriedade de um ácido. B. Sofre reacção de adição.

C. Sofre reacção de espelho de prata. D. Sofre reacção de polimerização.

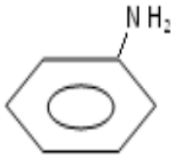
43) Represente, na fórmula racional os compostos:

a) Etanoato de propil b) Propanoato de etil

44) Dê nomes IUPAC dos compostos:

a) $CH_3 – CO – O – CH_3$ b) $H – CO – O – CH_2 – CH_3$

45) A fenilamina e a dietilamina, mostradas abaixo, são aminas, respectivamente:



Fenilamina (Anilina)

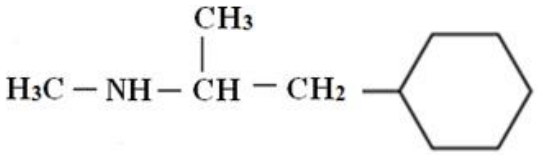
$CH_3 – CH_2 – NH – CH_2 – CH_3$

Dietilamina

A. Primária e primária **B.** Secundária e secundária

C. Primária e secundária **D.** Secundária e primária

46) Uma das aplicações mais importantes das aminas é na produção de medicamentos. Em remédios que combatem a gripe, por exemplo, dentre outras substâncias, pode-se encontrar a amina abaixo:



N-metil-2-cicloexil-1-metiletanamina

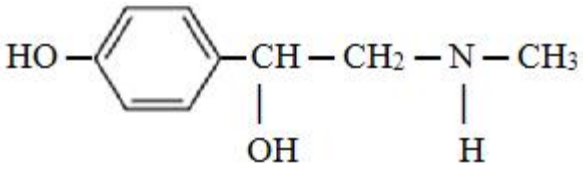
Trata-se de uma amina primária, secundária ou terciária?

47) No início de 1993, os jornais noticiaram que quando uma pessoa se apaixona, o organismo sintetiza uma substância – etilfenilamina, responsável pela excitação característica daquele estado. **A classificação e o carácter químico desta amina são, respectivamente:**

A. amina primária – ácido. **B.** amina primária – básico.

C. amina secundária – ácido. **D.** amina secundária – básico

48) A adrenalina tem fórmula estrutural dada abaixo:



Neste **composto podemos identificar os seguintes grupos funcionais:**

A. Fenol, álcool, amina **B.** Álcool, nitrocomposto e aldeído

C. Álcool, aldeído e fenol **D.** Enol, álcool e cetona

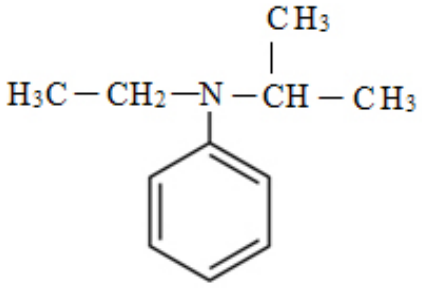
49) Dê os nomes das aminas a seguir:

a) $H_3C-CH_2-NH_2$

b) $H_3C-NH-CH_2-CH_3$

c) $H_3C-NH-CH=CH_2$

d)



e) $H_3C-NH-CH_3$

f) $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-NH_2$

g)

50) Escreva os nomes IUPAC dos seguintes compostos:

a) $CH_3 - NH_2$ b) $C_6H_5 - NH_2$

c) $CH_3 - CH_2 - NH - CH_2 - CH_3$

51) Represente as estruturas dos compostos:

a) Etilamina b) Anilina

c) Dimetilamina d) Fenil metilamina

52) Complete as equações químicas de reacções abaixo:

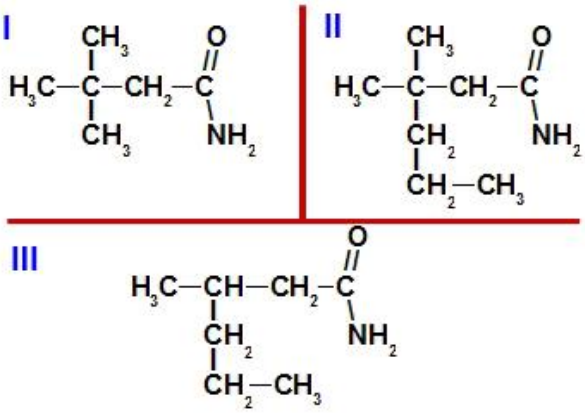
a) $CH_3 - CH_2 - NH_2 + H_2O \xrightarrow{cat}$

b) $CH_3 - CH_2 - NH_2 + HCl \xrightarrow{cat}$

c) $CH_3 - CH_2 - NH_2 + HNO_3 \xrightarrow{cat}$

d) $CH_3 - CH_2 - NH_2 + O_2 \rightarrow$

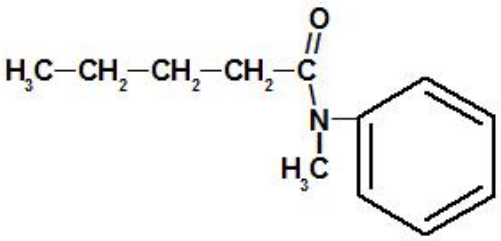
53) Analise as fórmulas estruturais das amidas a seguir:



Em seguida, indique o nome do radical comum a todas as amidas acima.

A. Etil **B.** Isopropil **C.** Propil **D.** Metil

54) Indique o nome do composto com a fórmula molecular a seguir:



A. N,N-fenil-etilpentanamida **B.** N,N-fenil-metilpentanamida

C. N,N-benzil-metilpentanamida **D.** N,N-benzil-etilpentanamida

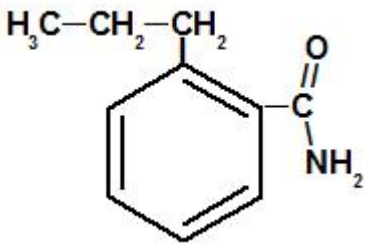
55) Dê nomes IUPAC aos seguintes compostos:

a) $CH_3 – CO – NH_2$ b) $C_6H_5 – CO – NH_2$

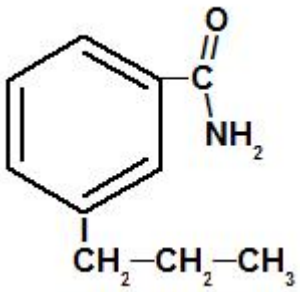
c) $CH_3 – CO – NH – CO – CH_3$ d) $H – CO – NH_2$

56) Assinale a fórmula estrutural da amida cujo nome é o-isopropilbenzamida:

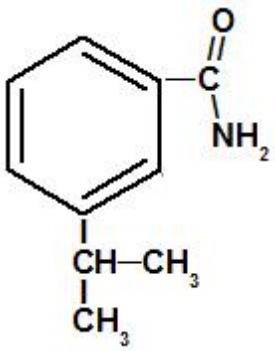
A.



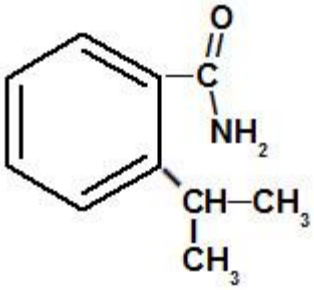
B.



C.



D.



57) Escreva as fórmulas dos seguintes compostos:

a) Metanamida b) Dietanamida

c) Ureia d) Etanamida

e) Benzamida f) Propanamida

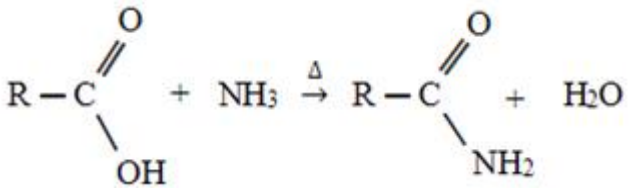
58) Complete as equações químicas de reacção de:

a) $CH_3 – CO – NH_2 + H_2O \rightarrow$

b) $CH_3 – CH_2 – CO – NH_2 + Cl_2 \rightarrow$

c) $CH_3 – CH_2 – CO – NH_2 \xrightarrow{\Delta}$

59) Considere a seguinte reacção genérica para a produção de amida:



De acordo com esse esquema, equacione a reacção entre o ácido acético e a amônia, e dê nome da amônia obtida.

60) As células do corpo humano eliminam amônia e gás carbônico no sangue. Essas substâncias são levadas até o fígado, onde se transformam em ureia, sendo esta menos tóxica que a amônia. A ureia chega aos rins pelas artérias renais. Os pacientes que apresentam doenças renais têm índices elevados de ureia no sangue. A reacção abaixo indica a síntese de ureia no fígado:

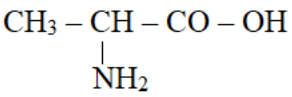
$$2\ NH_3 + CO_2 \rightarrow (NH_2)_2CO + H_2O$$

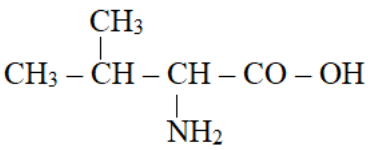
Assinale a opção que corresponde à função orgânica a que pertence a molécula de ureia:

A. Aldeído. **B.** Cetona. **C.** Amina. **D.** Amida.

61) Dê nomes IUPAC e usuais aos seguintes compostos:

a) $NH_2 – CH_2 – CO – OH$

b) 

c) 

62) Complete as equações químicas de reacção de:

a) A Glicina com o hidróxido de sódio

b) O ácido 2-Amino etanóico com o ácido clorídrico

c) O Ácido 2-Amino propanóico com o hidróxido de sódio

d) A Alanina com o ácido bromhídrico

63) As proteínas são substâncias formadas pela união de uma grande quantidade de moléculas denominadas:

A. nucleotídeos. **B.** base nitrogenada.

C. aminoácidos. **D.** glicídios.

64) As proteínas são a base dos tecidos animais e vegetais. Elas formam-se através de uma reacção que ocorre entre aminoácidos. A ligação que se estabelece entre os aminoácidos chama-se: **Assinale com um alternativa correcta:**

A. Ligação ponte de hidrogénio. **B.** Ligação entre monómeros.

C. Ligação peptídica **D.** Ligação iónica.

65) Marque a alternativa que indica os elementos químicos fundamentais encontrados na composição de um carbohidrato.

A. Carbono, hidrogénio e hélio. **B.** Carbono, oxigénio e hidrogénio.

C. Carbono, cálcio e potássio. **D.** Sódio, potássio e carbono.

66) Podemos classificar os carbohidratos em três grupos principais: monossacarídeos, dissacarídeos e polissacarídeos. **Marque a alternativa onde encontramos apenas carbohidratos formados pela união de dois monossacarídeos**.

A. amido e celulose. **B.** sacarose e celulose.

C. frutose e glicose. **D.** sacarose e lactose.

67) Sabemos que o amido é uma importante substância de reserva encontrada em plantas e algumas algas. **Marque a alternativa correta a respeito do amido.**

A. O amido não é um carbohidrato.

B. O amido é um dissacarídeo, assim como a frutose.

C. O amido é um monossacarídeo, assim como a glicose.

D. O amido é um polissacarídeo, assim como o rafinose e a celulose.

68) A substância fundamental passível de polimerização chama-se:

A. polímero **B.** molde

C. monómero **D.** suporte

69) Polímeros (do grego poli, muitas, meros, partes) são compostos naturais ou artificiais formados por macromoléculas que, por sua vez, são constituídas por unidades estruturais repetitivas, denominadas _____. Assim, entre outros exemplos, podemos citar que o amido é um polímero originado a partir da glicose, que o polietileno se obtém do etileno, que é a borracha natural, extraída da espécie vegetal Hevea brasiliensis (seringueira), tem como unidade o _____ e que o polipropileno é resultado da polimerização do _____.

As lacunas são preenchidas, correta e respectivamente, por:

A. elastômeros, estireno e propeno; **B.** monómeros, isopreno e propeno;

C. anômeros, cloropreno e neopreno; **D.** monômeros, propeno e isopreno;

70) Polímeros são macromoléculas orgânicas construídas a partir de muitas unidades pequenas que se repetem, chamadas monómeros. **Indique a alternativa que apresenta somente polímeros naturais.**

A. Celulose, plástico, poliestireno. **B.** Amido, proteína, celulose.

C. Amido, borracha sintética, polietileno. **D.** Plástico, PVC, teflon

Nota: ***Os alunos podem consultar e fazer mais exercícios nas referências seguintes:***

1. Amadeu Afonso e Anastácio Vilanculos (2017), *Q12-Química 12ª classe*, Texto Editores, Lda.-Moçambique
2. Site: ead.mined.gov.mz→ Módudos de Química do II ciclo → Módulo 6 (Lição 1 a 27 - P. 7 a 190)) e Módulo 7 (Lição 1 a 13 – P. 8 a 93)

Tópicos de correcção/Resoluções dos exercícios de consolidação

Unidade temática 1: Cinética química

1. A **2. C** **3. A** **4. B**

5. A

O material de ferro em limalha tem a maior superfície de contacto dos reagentes. Quanto maior for a superfície de contacto dos reagentes, maior será a velocidade da reacção.

6. D

7. C

A etapa lenta é a que determina a velocidade da reacção.

8. C

9. A

A concentração de NO_2 diminui em função do tempo. Então, NO_2 é reagente.

10. C

A energia da activação é a diferença de energia entre o complexo activado e os reagentes:

$E_{activação} = E_{complexo\ activo} - E_{reagentes} = 400 - 100 = 300\ kJ$

11. D

12. A

13. E

Nestas experiências, a que se processou com maior rapidez é uma experiência com a mais alta temperatura (60ºC), a maior superfície de contacto (Zn em pó) e a maior concentração do ácido (0,5 mol/l). → Experiência V

14. C

Segundo a reacção, 1 mol de O_2 reage com 1 mol de carbono, formando 1 mol de CO_2. Então, se a velocidade de formação do CO_2 for de 4 mol/minuto, o consumo de oxigénio, em mol/minuto, será 4 mol/minuto.

15. A

$n(CO_2) = \frac{2640}{44} = 60\ mol$

Segundo a reacção (*), temos: $n(C_2H_5OH) = \frac{1}{2} n(CO_2) = \frac{1}{2} \times 60 = 30\ mol$

A velocidade do consumo de etanol (mol/min) será:

$v(C_2H_5OH) = \frac{30}{60} = 0,5mol/min$

16. C

17. D

A velocidade média de reacção em relação ao amoníaco nas três primeiras horas será:

$$\boldsymbol{v} = -\frac{\boldsymbol{\Delta[NH_3]}}{\boldsymbol{\Delta t}} = -\frac{(1-8)}{(3-0)} = 2,3\ mol/l.h$$

18. C

19. A

$$\boldsymbol{V_m} = -\frac{\boldsymbol{\Delta[H_2O_2]}}{\boldsymbol{\Delta t}}$$

No intervalo I: $V_{m1} = -\frac{\Delta[H_2O_2]}{\Delta t} = -\frac{(0,5-0,8)}{(10-0)} = 0,03\ mol/l.min$

No intervalo II: $V_{m2} = -\frac{\Delta[H_2O_2]}{\Delta t} = -\frac{(0,3-0,5)}{(20-10)} = 0,02\ mol/l.min$

No intervalo III: $V_{m3} = -\frac{\Delta[H_2O_2]}{\Delta t} = -\frac{(0,2-0,3)}{(30-20)} = 0,01\ mol/l.min$

20. B

21. D

$v_1 = k\,[N_2]\,[O_2]^2$

$v_2 = k(3[N_2])\times(2[O_2])^2 = 3k[N_2]\times 4[O_2]^2 = 12k[N_2]\,[O_2]^2 = 12v_1$

22. D

Unidade temática 2: Equilíbrio químico

1. C **2. D**

3. *a) V; b) F; c) V; d) V*

4. C

$$k_1 = 1.10^{-11};\ k_2 = 2.10^{-5} \rightarrow K_C = \frac{[H_2O]}{[H^+][OH^-]} = \frac{k_1}{k_2} = \frac{1.10^{-11}}{2.10^{-5}} = 5,0.\ 10^{-7}$$

5. $K_C = 1,25.10^2$

6. D **7. D** **8. C** **9. C**

10. C

$$K_P = \frac{(\boldsymbol{P_{NO}})^2}{\boldsymbol{P_{N_2}}.\boldsymbol{P_{O_2}}} = \frac{(\mathbf{0,1})^2}{\mathbf{0,2\times 0,01}} = 5$$

11. D

Quanto maior for o valor de Kc, maior é a concentração de produtos e menor é a de reagentes, no equilíbrio.

12. A

13. [D] = 20 mol/l

14. D

15. C

$K_C = \frac{[N_2].[H_2]^3}{[NH_3]^2} = \frac{(\frac{2}{5}).(\frac{6}{5})^3}{(\frac{4}{5})^2} = 1,08$

16. A

$\Delta n = 1 - 2 = -1 \rightarrow K_P = K_C \times (RT)^{\Delta n} = K_C \times (RT)^{-1} = \frac{K_C}{RT} \rightarrow \frac{K_C}{K_P} = \frac{K_C}{K_C/_{RT}} = RT$

17. C **18. A** **19. D** **20. A** **21. D**

Unidade temática 3: Equilíbrio químico em solução

1.

a) $[H^+] = 1,75 \times 10^{-5}$ mol/l

→ $pH = -\log[H^+] = -\log(1,75 \times 10^{-5}) = 4,76 < 7$. Então, esta é solução ácida.

b) $[H^+] = 6,5 \times 10^{-10}$ mol/l

→ $pH = -\log[H^+] = -\log(6,5 \times 10^{-10}) = 9,19 > 7$. Então, esta é solução básica.

c) $[H^+] = 1,0 \times 10^{-7}$ mol/l

→ $pH = -\log[H^+] = -\log(1,0 \times 10^{-7}) = 7$. Então, esta é solução neutra.

2.

a) pH=3,82

→ $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,82} = 1,51 \times 10^{-4}$ mol/l

→ $[OH^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,51 \times 10^{-4}} = 6,62.10^{-11}$ mol/l

b) pH=11,11

→ $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,11} = 7,76 \times 10^{-12}$ mol/l

→ $[OH^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{7,76 \times 10^{-12}} = 1,29.10^{-3}$ mol/l

3.

a) $[H^+] \times [OH^-] = K_w = 1,0 \times 10^{-14}$

→ $[OH^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,0 \times 10^{-4}} = 1,0 \times 10^{-10}$ mol/l

b) Temos:

$[H^+] = 1,0.10^{-4}$ mol/l **>** $[OH^-] = 1,0 \times 10^{-10}$ mol/l

Então o suco de laranja é uma solução ácida.

4.

$V(solução)_f$ =100ml = 0,1 litro

$n(HCl)=C\times V=2,5\times0,003=0,0075$ mol $\rightarrow C(HCl)_f=\frac{n}{V}=\frac{0,0075}{0,1}=0,075$ mol/l

A equação de dissociação do HCl é: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

Como o HCl é um ácido forte e se dissocia 100 % em água, podemos considerar que a $[H^+]$ será também igual à 0,075 mol/l.

$\rightarrow pH= -\log[H^+]= -\log(0,075)=1,12$

5.

Dados:

m(NaOH)=0,04g

M(NaOH)=40g/mol

V(solução)=500 ml=0,5l

Log 2=0,3; α=1

pH=?

$n(NaOH)=\frac{m}{M}=\frac{0,04}{40}$=0,001 mol

$\rightarrow C(NaOH)=\frac{n}{V}=\frac{0,001}{0,5}$=0,002 M

A equação de dissociação do NaOH:

$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

Temos o grau de dissociação do NaOH, α=1, significando a dissociação do NaOH é completa. Então:

$[OH^-]=[NaOH]=0,002M=2.10^{-3}$ M

$\rightarrow pOH= -\log[OH^-]= -\log(2.10^{-3})$

$\leftrightarrow pOH = 3 - \log 2$

$\leftrightarrow pOH = 3 - 0,3 = 2,7$

$\rightarrow pH = 14 - 2,7 = 11,3$

Resposta: pH = 11,3

6.

a) HCl – ácido forte, ou seja, a concentração de $[H^+]$ é igual à concentração do ácido.

Então: $pH = -\log 0,1 \rightarrow pH = 1$

b) Ácido acético é um ácido fraco.

	$HAc(aq)$	+	H_2O (l)	⇄	$H_3O^+(aq)$	+	$Ac^-(aq)$
Molaridade inicial	0,1				0		0
Variação	-x				+x		+x
Molaridade em equilíbrio	0,1-x				+x		+x

$[HAc]_{equilíbrio}$= 0,1-x≈0,1: uma vez que o ácido acético é fraco, o equilíbrio está pouco deslocado da esquerda para a direita, sendo o valor de x pequeno quando comparado com a molaridade inicial

$K_a = 1,8 \times 10^{-5} = \frac{[Ac^-]\times[H^+]}{[HAc]} = \frac{x^2}{0,1} \rightarrow x = [H^+] = 1,34 \times 10^{-3}$ mol/l

$\rightarrow pH = -\log [H^+] = -\log(1,34 \times 10^{-3}) = 2,87$

c) O ácido fórmico também é um ácido fraco.

	$HCOOH(aq)$	+ H_2O (l) ⇄	$H_3O^+(aq)$	+ $HCOO^-(aq)$
Molaridade inicial	0,1		0	0
Variação	-x		+x	+x
Molaridade em equilíbrio	0,1-x		+x	+x

$[HCOOH]_{equilíbrio}$= 0,1-x≈0,1: uma vez que o ácido fórmico é fraco, o equilíbrio está pouco deslocado da esquerda para a direita, sendo o valor de x pequeno quando comparado com a molaridade inicial

$K_a = 1,8 \times 10^{-4} = \frac{[HCOO^-]\times[H^+]}{[HCOOH]} = \frac{x^2}{0,1} \rightarrow x^2 = 1,8\times10^{-4} \times 0,1 = 1,8\times10^{-5}$

$\rightarrow x = [H^+] = \sqrt{1,8 \times 10^{-5}} = 4,24\times10^{-3}$ mol/l $\rightarrow pH = -\log [H^+] = -\log(4,24\times10^{-3}) = 2,37$.

Resposta: Ou seja, levando em consideração todos estes cálculos, a solução de HCl 0,1 mol/l teria menor pH.

7. O ácido cianhídrico também é um ácido fraco.

	$HCN(aq)$	+ H_2O (l)	⇄	$H_3O^+(aq)$	+ $CN^-(aq)$
Molaridade inicial	0,1			0	0
Variação	-x			+x	+x
Molaridade em equilíbrio	0,04-x			+x	+x

$[HCN]_{equilíbrio}$= 0,04-x≈0,04: uma vez que o ácido cianídrico é fraco, o equilíbrio está pouco deslocado da esquerda para a direita, sendo o valor de x pequeno quando comparado com a molaridade inicial

$K_a = 4,9 \times 10^{-10} = \frac{[CN^-]\times[H^+]}{[HCN]} = \frac{x^2}{0,04} \rightarrow x^2 = 4,9\times10^{-10} \times 0,04 = 1,96\times10^{-11}$

$\rightarrow x = [H^+] = \sqrt{1,96 \times 10^{-11}} = 4,43\times10^{-6}$ mol/l $\rightarrow pH = -\log [H^+] = -\log(4,43\times10^{-6}) = 5,35$.

Resposta: D. 5,35

8. De acordo com a reacção, temos:

$$K_a = \frac{[HS^-]\times[H^+]}{[H_2S]}$$

$\rightarrow [H^+] = \frac{K_a\times[H_2S]}{[HS^-]} = \frac{1,0\times10^{-7}\times0,8}{0,2}$ = 4,0 ×10^{-7} mol/l

Resposta: D) 4,0×10^{-7} mol/l

9. O acetato de sódio (CH_3COONa) é formado por o ácido fraco (CH_3COOH) e a base forte (NaOH). Então, temos:

$$K_h = \frac{K_w}{K_{a(HX)}} = \frac{1,0\times10^{-14}}{1,8\times10^{-5}} = 0,56\times10^{-9} = 5,6\times10^{-10}$$

$\rightarrow$ pH = 14 – pOH = 14 + $\frac{1}{2}$(log C + log K_h) = 14 + $\frac{1}{2}$(log 0,1 + log $(5,6\times10^{-10})$)

pH = 14 + $\frac{1}{2}$ (-1 + log 5,6 – 10) ≈ 8,87

10.

❖ Cálculo da constante de hidrólise:

Considerando que a dissociação $KNO_2 \rightarrow K^+ + NO_2^-$ é completa, concluímos que 0,1 mol/l de KNO_2 produzirá 0,1 mol/l de K^+ e 0,1 mol/l de NO_2^- . Como a hidrólise é um equilíbrio como outro qualquer, podemos empregar a tabela usual, em que somente o ião NO_2^- por ser correspondente à base fraca, irá hidrolisar-se em 1,0%, ou seja, α = 0,01:

	NO_2^- (aq) + $H_2O_{(l)}$ ⇌ HNO_2 (aq) + OH^- (aq)		
Molaridade inicial:	0,1	0	0
Hidrolisam-se α = 0,01:	0,1×0,01 = 0,001	0,001	0,001
Molaridade em equilíbrio:	0,1-0,001= 0,099	0,001	0,001

Nota que a coluna de $H_2O_{(l)}$ foi deixada em branco, pois a $[H_2O]$ não aparece na expressão da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{[HNO_2]\times[OH^-]}{[NO_2^-]} = \frac{0,001\times0,001}{0,099} \approx 1,0\times10^{-5}$$

❖ Cálculo do pH da solução

Da tabela acima, tiramos: $[OH^-]$ = 0,001 mol/l = 10^{-3} mol/l

Logo: pOH = - log $[OH^-]$ = - log 10^{-3} = 3 $\rightarrow$ pH = 14 – pOH = 14 -3 = 11

Ou seja: pH = 14 – pOH = 14 + $\frac{1}{2}$(log C + log K_h) = 14 + $\frac{1}{2}$(log 0,1 + log 10^{-5})

= 14 + $\frac{1}{2}$(-1 - 5) = 11

11. O $(NH_4)_2SO_4$ é formado pelos ácido forte (H_2SO_4) e base fraca (NH_4OH). Então, temos:

$$\mathbf{K_h} = \frac{\mathbf{K_w}}{\mathbf{K_b(NH_4OH)}} = \frac{1,0\times10^{-14}}{1,71\times10^{-5}} = 0,58\times10^{-9} = 5,8\times10^{-10}$$

Aproximadamente temos:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(\sqrt{(C \times K_h}) = -\frac{1}{2}(\log C + \log K_h)$$

$$= -\frac{1}{2}(\log 0,1 + \log(5,8\times10^{-10})) = -\frac{1}{2}(-1+ \log(5,8) - 10) \approx 5,1$$

12.

❖ Cálculo da constante de hidrólise:

Considerando que a dissociação $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$ é completa, concluímos que 0,001 mol/l

de NH_4Cl produzirá 0,001 mol/l de NH_4^+ e 0,001 mol/l de Cl^-. Como a hidrólise é um equilíbrio como outro qualquer, podemos empregar a tabela usual, em que somente o ião NH_4^+, por ser correspondente a ácido fraco, irá hidrolisar-se em 10%, ou seja, α = 0,10:

	NH_4^+ (aq) +	$H_2O_{(l)}$ ⇌	$NH_4OH_{(aq)}$ +	$H^+_{(aq)}$
Molaridade inicial:	0,001		0	0
Hidrolisam-se α = 0,10:	0,001×0,10 = 0,0001		0,0001	0,0001
Molaridade em equilíbrio:	0,001-0,0001= 0,0009		0,0001	0,0001

Nota que a coluna de $H_2O_{(l)}$ foi deixada em branco, pois a $[H_2O]$ não aparece na expressão da constante de hidrólise:

$$\mathbf{K_h} = \frac{[\mathbf{NH_4OH}]\times[\mathbf{H^+}]}{[\mathbf{NH_4^+}]} = \frac{0,0001\times0,001}{0,0009} = 1,1\times10^{-5}$$

❖ Cálculo do pH da solução:

Da tabela acima, tiramos: $[H^+]$ = 0,0001 mol/l = 10^{-4} mol/l

Logo: $pH = -\log [H^+] = -\log 10^{-4} = 4$

Ou seja, $pH = -\log[H^+] = -\log(\sqrt{(C \times K_h}) = -\frac{1}{2}(\log C + \log K_h)$

$= -\frac{1}{2}(\log 10^{-3} + \log(1{,}1\times10^{-5}) \approx 4$

13. O NH_4HCO_3 é formado por o ácido fraco (H_2CO_3) e base fraca (NH_4OH). Então, temos:

- $K_h = \frac{K_w}{K_b(NH_4OH)\times K_{a1}(H_2CO_3)} = \frac{1{,}0\times10^{-14}}{(1{,}71\times10^{-5})\times(4{,}45\times10^{-7})} = 1{,}3\times10^{-3}$
- $pH = \frac{1}{2}(14 - \log K_a + \log K_b) = \frac{1}{2}(14 - \log(4{,}45\times10^{-7}) + \log(1{,}78\times10^{-5})) = 7{,}8$

14. $pH = \frac{1}{2}(14 - \log K_a + \log K_b) = \frac{1}{2}(14 - \log(1{,}75\times10^{-5}) + \log(1{,}78\times10^{-5})) = 7$

15. B **16.** C **17.** C **18.** B **19.** B **20.** D **21.** D

22. $K_h = 25\times10^{-5}$, pH = 11,7

23. $pH = pK_a + \log\frac{C_{sal}}{C_a} = -\log(1{,}8\times10^{-5}) + \log\frac{0{,}10}{0{,}010} \approx 5{,}74$

24. $\mathbf{pH = pK_a + \log\frac{C_{sal}}{C_a} = -\log(6{,}3\times10^{-5}) + \log\frac{1\times10^{-5}}{1\times10^{-5}} \approx 4{,}2}$

25. $\mathbf{pH = 14 - pK_b - \log\frac{C_{sal}}{C_b}} = pH = 14 - (-\log(1{,}8\times10^{-5}) - \log\frac{0{,}20}{0{,}05} = 8{,}65$

26. D **27.** D **28.** D **29.** A **30.** A **31.** B

Unidade temática 4: Reacções redox e electroquímica

1. a) nox(Mn) = +7; b) nox(P) = +5; c) nox(C) = 0; d)nox(S) = +2

2. a) redução; b) oxidação; c) oxidação

d)Nem oxidação nem redução; e) Nem oxidação nem redução.

3. a) Não; b) É redox; oxidante – Cl_2 e redutor - Cl_2;

a) É redox; oxidante – F_2 e redutor – Ca; d) Não; e) Não

4.

a) $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$: oxidação; $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$: redução

A reacção global balanceada é: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

b) $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$: oxidação; $Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag$: redução

A reacção global balanceada é: $Zn + 2Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2Ag$

c) $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$: redução; $H_2C_2O_4 \rightarrow 2CO_2 + 2H^+ + 2e^-$: oxidação

A reacção global balanceada é:

$$2\ MnO_4^- + 6H^+ + 5\ H_2C_2O_4 \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 10\ CO_2 + 8\ H_2O$$

5.

a) $\overset{+2\ -2}{MgO} + \overset{0}{C} \rightarrow \overset{+2\ -2}{CO} + \overset{0}{Mg}$

$Mg^{+2} + 2e^- \rightarrow Mg^0$: processo de redução e Mg^{+2} é o agente oxidante

$C^0 \rightarrow C^{+2} + 2e^-$: processo de oxidação e C^0 é o agente redutor

b) $\overset{-1\ \ +1\ -2}{2Cl^- + H_2O} \rightarrow \overset{0}{Cl_2} + \overset{-2\ +1}{2OH^-} + \overset{0}{H_2}$

$2H^{+1} + 2e^- \rightarrow H_2^0$: processo de redução e H^{+1} é o agente oxidante

$2Cl^{-1} \rightarrow Cl_2^0 + 2e^-$: processo de oxidação e Cl^{-1} é o agente redutor

6.

a) $Mg + 4HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$

b) $4Mg + 10HNO_3 \rightarrow 4Mg(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$

c) $4Mg + 10HNO_3 \rightarrow 4Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$

d) $10Fe + 36HNO_3 \rightarrow 10Fe(NO_3)_3 + 3N_2 + 18H_2O$

e) $2Fe + 6H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$

7.

a) $S_2O_3^{2-} + 3I_2 + 3H_2O \longrightarrow S_2O_6^{2-} + 6I^- + 6H^+$

b) $ClO_4^- + 4Sn^{2+} + 8\ H^+ \longrightarrow Cl^- + 4Sn^{4+} + 4H_2O$

c) $2CrO_2^- + 3ClO^- + 2OH^- \longrightarrow 2CrO_4^{2-} + 3Cl^- + H_2O$

d) $3Zn + 2MnO_4^- + 4OH^- \longrightarrow 3\ ZnO_2^{2-} + 2MnO_2 + 2H_2O$

8. B	**9. D**	**10. B**	**11. D**	**12. D**	**13. B**	**14. C**	**15. B**	**16. D**
17. C	**18. C**	**19. B**	**20. B**	**21. B**	**22. E**	**23. B**	**24. D**	**25. D**

Unidade temática 5: Química orgânica

1. A	**2. C**	**3. A**	**4. B**	**5. B**	**6. B**	**7. B**	**8. C**	**9. D**
10. C	**11. C**	**12. D**	**13. D**	**14. A**	**15. C**	**16. C**	**17. D**	**18. C**
19. D	**20. D**	**21. D**	**22. B**	**23. D**	**24. C**	**25. C**	**26. D**	**27. B**
28. D	**29. D**	**30. C**	**31. D**	**32. B**	**33. A**	**34. D**	**35. C**	**36. C**

37. A

38. a) A – Ácido etanóico; **B** – Ácido 3-Etil, 4-Metil pentanóico; **C –** Ácido benzóico e **D** – Ácido metanóico.

b) A – Ácido acético; **D** – Ácido fórmico

39.

a) $2H-COOH + CaO \rightarrow (H-COO)_2Ca + H_2O$

b) $2CH_3-COOH + 2K \rightarrow 2CH_3-COOK + H_2$

c) $CH_3-(CH_2)_{14}-COOH + NaOH \rightarrow CH_3-(CH_2)_{14}-COONa + H_2O$

d) $H-COOH + CH_3-CH_2-OH \xrightarrow{H^+} H-COO-CH_2-CH_3 + H_2O$

40. D **41. A** **42. C**

43. a) Metanoato de cálcio ou formiato de cálcio

b) Hexadecanoato de sódio ou palmitato de sódio

44.

a) Etanoato de metil

b) Metanoato de etil

45. C

46. Amina secundária.

47. D

48. A

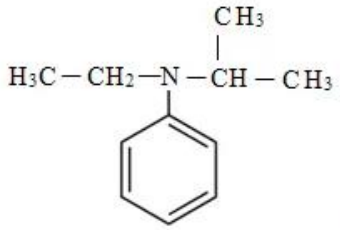
49.

a) $H_3C-CH_2-NH_2$: etilamina

b) $H_3C-NH-CH_2-CH_3$: etilmetilamina

c) $H_3C-NH-CH=CH_2$: metilvinilamina

d)

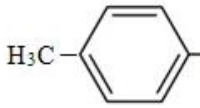


: etilfenilisopropilamina

e) $H_3C-NH-CH_3$: dimetilamina

f) $H_3C-CH(CH_3)-CH_2-NH_2$: isobutilamina

g)



: p-metil-anilina

50.

a) Metilamina

b) Fenilamina

c) Dietilamina

51.

a) $CH_3 – CH_2 – NH_2$

b) $C_6H_5 – NH_2$

c) $CH_3 – NH – CH_3$

d) $C_6H_5 – NH – CH_3$

52.

a) $CH_3 – CH_2 – NH_2 + H_2O \xrightarrow{cat} CH_3 – CH_2 – NH_3OH$

b) $CH_3 – CH_2 – NH_2 + HCl \xrightarrow{cat} CH_3 – CH_2 – NH_3Cl$

c) $CH_3 – CH_2 – NH_2 + HNO_3 \xrightarrow{cat} CH_3 – CH_2 – NH_3NO_3$

d) $4CH_3 – CH_2 – NH_2 + 15O_2 \rightarrow 8CO_2 + 14H_2O + 2N_2$

53. D

54. B

55.

a) Etanamida

b) Benzamida

c) Dietanamida

d) Metanamida

56. D

57.

a) $H – CO – NH_2$

b) $CH_3 – CO – NH – CO – CH_3$

c) $NH_2 – CO – NH_2$

d) $CH_3 – CO – NH_2$

e) $C_6H_5 – CO – NH_2$

f) $CH_3 – CH_2 – CO – NH_2$

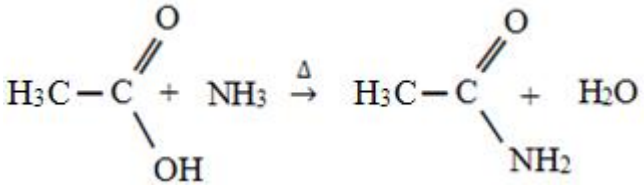
58.

a) $CH_3 – CO – NH_2 + H_2O \rightarrow CH_3 – CO – OH + NH_3$

b) $CH_3 – CH_2 – CO – NH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_3 – CH_2 – CO – NHCl + HCl$

c) $CH_3 – CH_2 – CO – NH_2 \xrightarrow{\Delta} CH_3 – CH_2 – C \equiv N + H_2O$

59.

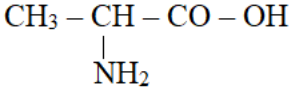


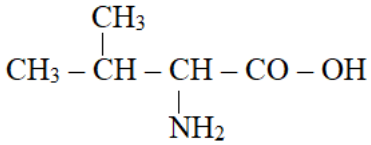
Nome da amônia obtida: etanoamida ou etanamida, ou ainda, acetamida.

60. D

61.

$NH_2 – CH_2 – CO – OH$





I: Ácido 2-Amino etanóico
U: Glicina

I: Ácido 2-Amino propanóico
U: Alanina

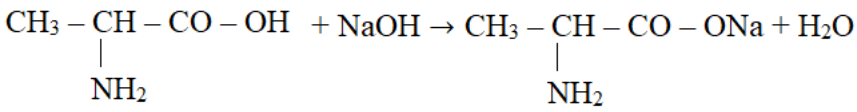
I: Ácido 2-Amino 3-Metil butanóico
U: Valina

62.

a) $NH_2 – CH_2 – CO – OH + NaOH \rightarrow NH_2 – CH_2 – CO – ONa + H_2O$

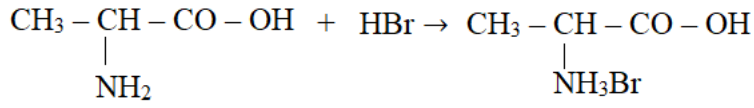
b) $NH_2 – CH_2 – CO – OH + HCl \rightarrow NH_3Cl – CH_2 – CO – OH$

c)



Ácido 2-Amino propanóico — Propanoato 2-Amino sódio

d)



Ácido 2-Amino propanóico — Brometo de ácido 2-Amónia propanóico

63. C **64. C** **65. B** **66. D** **67. D** **68. C** **69. B** **70. B**

Bibliografia

1. Amadeu Afonso e Anastácio Vilanculos (2017), *Q12-Química 12ª classe*, Texto Editores, Lda.-Moçambique.
2. Armindo Monjane, Ricardo Américo Cuco. (2013). *Química 12ª classe.*1ª edição. Maputo. Editora Pearson Moçambique.
3. Do Xuan Hung. Huong dan giai nhanh cac dang bai tap trac nghiem Hoa hoc huu co. Hánoi: Editora de Universidade nacional de Hánoi. 2008.
4. Instituto Nacional de Desenvolvimento da Educação (2008). *Programa de Química da 12ª classe*. Maputo-Moçambique.

Bibliografia electrónica

1. http://ead.mined.gov.mz/site/
2. http://exercicios.mundoeducacao.bol.uol.com.br
3. http://exercicios.brasilescola.uol.com.br
4. http://www.questoesdosvestibulares.com.br
5. http://alunosonline.uol.com.br.
6. http://educacao.globo.com.

7. http://manualdaquimica.uol.com.br.
8. https://www.infoescola.com.
9. http://hoahoc247.com
10. http://violet.vn