

Ficha de Trabalho 15

Atividades Laboratoriais Química 11ºano

AL 1.1. Síntese do Ácido Acetilsalicílico.

Objetivo geral: Realizar a síntese do ácido acetilsalicílico e determinar o rendimento.

- Interpretar a síntese do ácido acetilsalicílico com base na equação química.
- Interpretar e seguir um procedimento de síntese do ácido acetilsalicílico.
- Interpretar informação de segurança nos rótulos de reagentes e adotar medidas de proteção com base nessa informação e em instruções recebidas.
- Medir um volume de um reagente líquido.
- Filtrar por vácuo, lavar e secar os cristais obtidos.
- Determinar o reagente limitante.
- Calcular o rendimento da síntese e avaliar o resultado obtido.

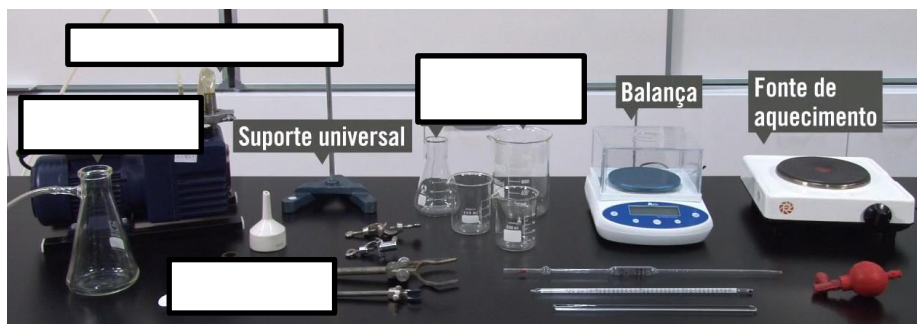
1.1. Escreve a equação de síntese do ácido acetilsalicílico escrevendo o nome dos reagentes e produtos envolvidos.

1.2. Qual o papel do ácido sulfúrico utilizado no procedimento?

1.3. Que tipo de reação é a reação de síntese do ácido acetilsalicílico?

1.4. Calcula a massa molar das espécies químicas envolvidas na reação.

1.5. Faz a legenda do material utilizado na atividade laboratorial.



1.6. Indica o significado dos símbolos de perigo que podemos encontrar nos rótulos do ácido salicílico e anidrido acético e ácido sulfúrico, respetivamente.



1.7. Por que é importante a informação de segurança contida nos rótulos?

1.8. Por que razão se efetua uma filtração por vácuo (ou também chamada a filtração a pressão reduzida)?

1.9. Porque deixamos repousar mistura do ácido salicílico e anidrido acético depois do banho-maria a 50°C?

1.10. Que cuidados devemos ter para não perder produto, ou seja, o ácido acetilsalicílico?

1.11. Define reagente limitante.

1.12. Considera os seguintes dados relativos à atividade laboratorial.

Massa de ácido salicílico	2,52 g
Volume de solução de anidrido acético ($\rho = 1,08 \text{ g/ml}$)	5,00 mL
Massa do papel de filtro	0,20 g
Massa dos cristais de ácido acetilsalicílico com o papel de filtro	1,64 g

1.12.1. Calcula o reagente limitante.

1.12.2. Calcula o rendimento da reação.

1.13. Indica possíveis causas por o rendimento ser inferior a 100%.

1.14. Apresente um motivo para o arrefecimento final da mistura e para a lavagem do material e dos cristais com água gelada.



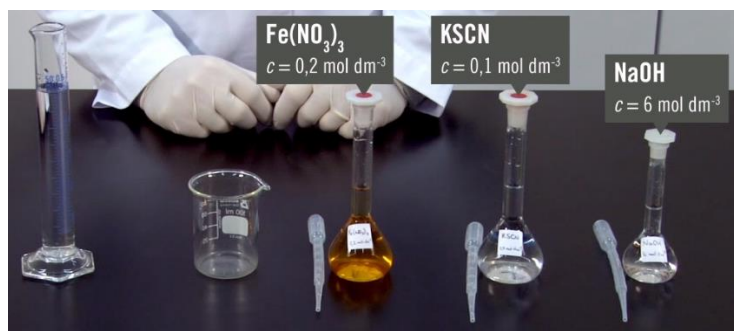
AL 1.2. Efeito da concentração no equilíbrio químico

Objetivo geral: Investigar alterações de equilíbrios químicos em sistemas aquosos por variação da concentração de reagentes e produtos.

- Interpretar e realizar procedimentos que, em pequena escala e controlando variáveis, permitam verificar o efeito da variação da concentração de reagentes e produtos na progressão global da reação.
- Prever a progressão global de uma reação química com base no Princípio de Le Châtelier.
- Interpretar o efeito da variação da concentração de reagentes e produtos na progressão global da reação por comparação do quociente da reação com a constante de equilíbrio.

Sugestões: A atividade pode começar sugerindo aos alunos que façam previsões sobre o efeito da alteração da concentração de reagentes e de produtos num sistema em equilíbrio. Para estudo do efeito da concentração no equilíbrio químico pode usar-se o sistema químico em que ocorre a reação traduzida por $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$. Deve discutir-se o controlo de variáveis e a importância da utilização de um branco (amostra de controlo). A atividade deve ser realizada em pequena escala.

2.1. Considera que foram utilizados os seguintes reagentes. Indica o nome de cada um dos reagentes e a cor que cada um apresenta.



2.2. Escreve a equação da reação estudada bem como as reações de dissociação dos sais utilizados. Escreve a cor apresentada de cada uma das soluções.

2.3. Qual o motivo da adição de água à mistura dos reagentes?

2.4. Qual a importância das diferentes colorações dos intervenientes na reação?

2.5. Qual a importância da utilização de uma amostra de controlo (também designado de branco)?

2.6. Qual a importância do controlo de variáveis nesta atividade laboratorial? Quais as variáveis que é necessário controlar nesta atividade?

2.7. Quais as previsões para a cor das diferentes situações de tubos contendo tiocianato de ferro?

Amostras	Alteração efetuada	Cor esperada
Tubo A	Adição de nitrato de ferro (III)	
Tubo B	Adição de tiocianato de potássio	
Tubo C	Adição de hidróxido de sódio	



2.8. Explica o que sucedeu no tubo A indicando na sua resposta os termos quociente da reação e princípio de Le Châtelier.

2.9. Explica o que sucedeu no tubo C indicando na sua resposta os termos quociente da reação e princípio de Le Châtelier bem como a reação responsável pela diminuição dos iões ferro (III) em solução.

2.10. Quais as vantagens da realização desta experiência em microescala ou pequena escala?

AL 2.1. Constante de Acidez

Objetivo geral: Determinar uma constante de acidez de um ácido fraco monoprotico por medição do pH de uma solução aquosa de concentração conhecida desse ácido.

- Medir os valores de pH das soluções, para uma mesma temperatura.
- Determinar o valor da constante de acidez a partir do pH e da concentração inicial de cada uma das soluções.
- Comparar os valores obtidos da constante de acidez com valores tabelados e avaliar os resultados.

Sugestões: A constante de acidez deve ser determinada a partir dos valores de pH medidos e da concentração inicial de cada uma das soluções. Devem usar-se pelo menos três soluções com concentrações diferentes por grupo de trabalho, por exemplo, soluções de ácido acético, 0,100 mol/dm³, 0,050 mol/dm³ e 0,010 mol/dm³. Pode usar-se uma base em vez de um ácido, mantendo-se os mesmos objetivos e descritores, com as necessárias modificações.

3.1. Como se pode avaliar a extensão de uma reação através das constantes de equilíbrio?

3.2. Que variáveis é necessário controlar nesta atividade experimental?

3.3. Considere os resultados obtidos:

Concentração inicial da solução de ácido acético	pH da solução	$[H_3O^+]$	$[H_3O^+]^2$
0,100 mol/dm ³	2,7		
0,050 mol/dm ³	3,0		
0,010 mol/dm ³	3,4		



3.3.1. Indica como proceder para obter 50,00 mL da solução de concentração 0,100 mol/dm³ a partir da solução concentrada de 1,0 mol/dm³ de ácido acético. Qual o fator de diluição da solução?

3.3.2. Completa a tabela e a partir da reta que melhor se ajusta ao conjunto de pontos do quadrado da concentração de ião hidrónio em função da concentração inicial calcula a constante de acidez para o ácido acético à temperatura a que a atividade foi realizada.

3.3.3. Demonstra que o declive da reta anterior corresponde ao valor da constante de equilíbrio.

3.3.4. Que considerações se fazem sobre a concentração da água e do ácido acético em equilíbrio. Quais as condições para que estas simplificações possam ser feitas?

3.3.5. Se em vez da reta de ajuste se calculasse a constante de acidez para cada uma das soluções como obter o valor mais provável para a constante da acidez?

3.3.6. O valor tabelado é de $1,7 \times 10^{-5}$. Qual a ordem de grandeza da mesma e do valor medido experimentalmente? Calcula o erro relativo.

3.4. Que cuidado se deve ter entre as medições de pH de cada solução usando o mesmo medidor de pH?

3.5. Quais as alterações se se pretendesse calcular a constante de basicidade de uma base fraca?



AL 2.2. Titulação ácido-base

Objetivo geral: Realizar uma titulação ácido-base para determinar a concentração de uma solução de um ácido (ou de uma base).

- Descrever a titulação ácido-base como uma técnica analítica na qual se fazem reagir entre si soluções aquosas de ácidos e de bases e que permite determinar a composição quantitativa de uma dessas soluções.
- Distinguir titulante de titulado.
- Traçar a curva de titulação a partir de valores de pH medidos.
- Determinar graficamente o valor de pH no ponto de equivalência e o volume de titulante gasto até ser atingido esse ponto.
- Determinar a concentração da solução titulada.

Sugestões: Sugere-se que seja feita uma demonstração do procedimento técnico antes da realização da atividade pelos alunos. A titulação a realizar deve ser ácido forte – base forte e poderão ser usados indicadores colorimétricos, em simultâneo com um medidor de pH ou com um sistema de aquisição e tratamento de dados.

4.1. Em que consiste uma titulação ácido-base?

4.2. Distingue titulado e titulante.

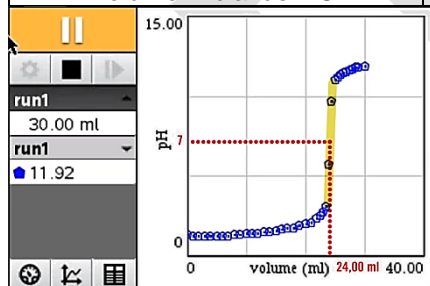
4.3. Qual a diferença entre ponto de equivalência e ponto final?

4.4. Quais as condições para a escolha de um indicador colorimétrico para uma titulação ácido-base?

4.5. Esquematiza a montagem laboratorial necessária e a sua respetiva legenda.

4.6. Considera os seguintes resultados:

Concentração inicial da NaOH	0,1000 mol/L
Volume inicial de HCl	20,00 mL



4.6.1. Descreve a curva de titulação obtida.

4.6.2. Justifica o pH no ponto de equivalência obtido.

4.6.3. Escreve a equação da reação de neutralização.

4.6.4. Calcula a concentração da solução de ácido clorídrico com o número de algarismos significativos adequados.



AL 2.3. Série Eletroquímica

Objetivo geral: Organizar uma série eletroquímica a partir de reações entre metais e soluções aquosas de sais contendo cátions de outros metais.

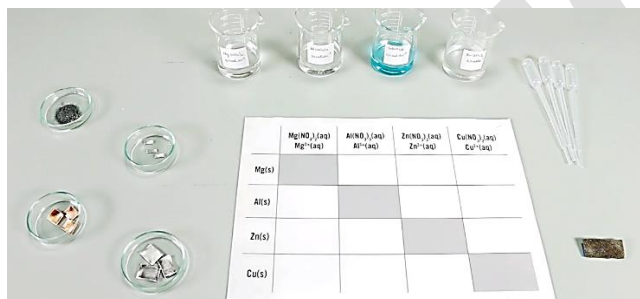
- Interpretar e realizar procedimentos que, em pequena escala e controlando variáveis, permitam construir uma série eletroquímica.
- Interpretar as reações de oxidação-redução que podem ocorrer e escrever as correspondentes equações químicas.
- Comparar, a partir de resultados experimentais, o poder redutor de alguns metais e elaborar uma série eletroquímica.

Sugestões: Sugere-se a utilização de quatro metais e soluções aquosas dos íons correspondentes, previamente preparadas. Os metais podem ser, por exemplo, ferro, cobre, zinco, chumbo e magnésio. A atividade pode começar sugerindo aos alunos que façam previsões sobre se as soluções dos íons metálicos em estudo poderiam ser armazenadas em recipientes constituídos por qualquer um dos metais selecionados. Os ensaios devem ser realizados em pequena escala e em condições controladas de temperatura e volume e concentração das soluções. Para o mesmo metal devem usar-se dimensões e formas idênticas.

5.1. O que é uma série eletroquímica?

5.2. Que variáveis será necessário controlar, na atividade experimental, de modo a interpretar e construir a série eletroquímica?

5.3. Indica os reagentes utilizados e qual a vantagem de a experiência ser realizada em microescala. Indica também a vantagem da utilização de soluções de sais contendo nitrato.



5.4. Que cuidados devemos ter com as amostras metálicas?

5.5. Que observações devemos estar atentos que evidenciam a existência de uma reação química?

5.6. Considera os seguintes resultados:

	Al ³⁺ (aq)	Mg ²⁺ (aq)	Cu ²⁺ (aq)	Zn ²⁺ (aq)	HCl(aq)
Al		não reage	reage	reage	
Mg	reage		reage	reage	
Cu	não reage	não reage		não reage	
Zn	não reage	não reage	reage		

5.6.1. Escreve as semiequações entre o Magnésio (s) e Al³⁺.



5.6.2. Ordena os metais por ordem crescente de poder redutor.

AL 2.4. Efeito da temperatura na solubilidade de um soluto sólido em água

Objetivo geral: Investigar o efeito da temperatura na solubilidade de um soluto sólido em água.

- Justificar procedimentos que permitam determinar a forma como a solubilidade de um soluto sólido em água varia com a temperatura.
- Determinar a solubilidade de um soluto sólido a uma determinada temperatura com base nas medições efetuadas.
- Traçar a curva de solubilidade.

Sugestões: A atividade pode começar sugerindo aos alunos que formulem hipóteses sobre o efeito da temperatura na solubilidade de um soluto sólido em água. Sugere-se o uso de nitrato de potássio. Devem usar-se quatro amostras de soluto, de massas diferentes. O procedimento deve contemplar o aquecimento da mistura até que haja dissolução total da amostra e posterior arrefecimento até que se formem os primeiros cristais, momento em que se regista a temperatura. Deve ser feita a discussão do controlo de variáveis. O sal em estudo é usado em quantidade apreciável devendo, por isso, ser reciclado.

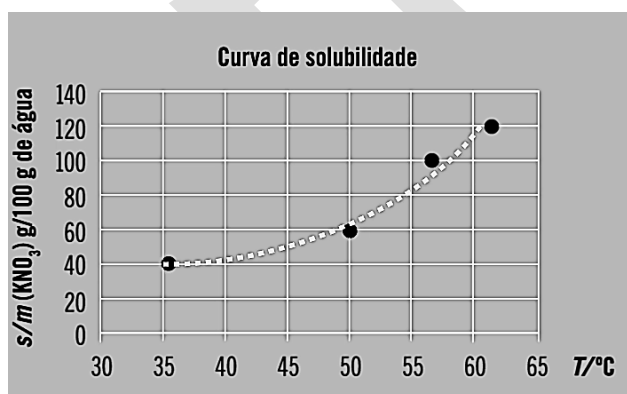
6.1. O que se entende por solubilidade?

6.2. Considera os seguintes resultados:

Tubo	Massa de KNO_3	Volume de água	Temperatura à qual ocorre precipitação	Solubilidade à temperatura indicada
A	4 g	10 mL	35,5 °C	
B	6 g		50,0 °C	
C	10 g		56,4 °C	
D	12 g		61,2 °C	

6.2.1. Completa a tabela calculando a solubilidade do sal às temperaturas indicadas.

6.2.2. Considera a curva de solubilidade do Nitrato de potássio. Descreve a mesma indicando como varia a solubilidade do sal com a temperatura e onde podemos localizar as soluções saturadas, insaturadas e sobressaturadas.



6.2.3. Considera que a solubilidade do KNO_3 a 50°C é de 86 g por cada 100 g de água. Calcula o erro relativo.

