

GTA | Guião de Trabalho Autónomo n.º 50

FÍSICA E QUÍMICA A 11.º ANO

Tema 4: Reações em sistemas aquosos

Subtema 2: Reações ácido-base | equilíbrio químico e aplicações



PORQUÊ APRENDER SOBRE...?



O QUE VOU APRENDER?



COMO VOU APRENDER?



O QUE APRENDI?



COMO POSSO COMPLEMENTAR A
APRENDIZAGEM?



PORQUÊ APRENDER SOBRE...?

Titulação ácido-base

Observa os rótulos de diferentes vinagres no supermercado e vais encontrar valores de acidez distintos — 5%, 6% ou 7%. Este valor indica a massa de ácido acético presente em cada 100 mL de vinagre. Mas como sabemos que esses valores estão corretos?

Nos laboratórios de controlo alimentar, farmacêutico e ambiental é necessário determinar com rigor a concentração de substâncias em solução. Para isso, utiliza-se frequentemente a **titulação ácido-base**, uma técnica baseada numa reação de neutralização: adicionando uma solução de base de concentração conhecida até neutralizar completamente o ácido, é possível calcular a concentração deste e verificar se a acidez declarada no rótulo corresponde à realidade.

Neste guião, vais aprender a planear e interpretar uma titulação ácido-base, identificando o ponto de equivalência e determinando a concentração de uma solução desconhecida.



O QUE VOU APRENDER?

- Relacionar as concentrações de equilíbrio das espécies químicas envolvidas na ionização de ácidos monopróticos fracos (ou de bases) com o pH e a constante de acidez (ou basicidade), tendo em consideração a estequiometria da reação.
- Planear e realizar uma titulação ácido-base, interpretando o significado de neutralização e de ponto de equivalência.
- Avaliar o carácter ácido, básico ou neutro de soluções aquosas de sais com base nos valores das constantes de acidez ou de basicidade dos iões do sal em solução.
- Interpretar a acidez da chuva normal e a formação de chuvas ácidas, explicando algumas das suas consequências ambientais.
- Pesquisar, numa perspetiva intra e interdisciplinar, formas de minimizar a chuva ácida, a nível pessoal, social e industrial, e comunicar as conclusões.



COMO VOU APRENDER?

GTA 49: Ácidos e bases fracos

GTA 50: Titulação ácido-base

GTA 51: Acidez e basicidade de soluções aquosas de sais

GTA 52: Chuva ácida

Tema 4: Reações em sistemas aquosos**Subtema 2: Reações ácido-base | equilíbrio químico e aplicações****GTA 50: Titulação ácido-base****Objetivos:**

- Planear uma titulação ácido-base, interpretando o significado de neutralização e de ponto de equivalência.
- **Recursos e materiais:** manual de Química, caderno diário, calculadora e internet.

TAREFA 1: Observar uma técnica laboratorial

Etapa 1: Observa o vídeo [Running a titration analysis](#).



Enquanto vês o vídeo, **procura identificar:**

- os materiais utilizados antes de encher a bureta e o erlenmeyer;
- os materiais de laboratório utilizados e a sua função;
- a função do indicador ácido-base;
- o que acontece quando se atinge o ponto final da titulação;
- a diferença entre uma titulação de ensaio e uma titulação rigorosa.

Se não conseguires visualizar o vídeo, lê este resumo:

O vídeo mostra a realização de uma titulação ácido-base. Utiliza-se uma pipeta volumétrica para medir rigorosamente 25 cm^3 da solução a analisar, que é transferida para um erlenmeyer. Adicionam-se depois algumas gotas de fenolftaleína, um indicador ácido-base.

A solução de concentração conhecida é colocada numa bureta e adicionada à solução do erlenmeyer. Realiza-se primeiro uma titulação de ensaio para estimar o volume necessário para atingir o ponto final da titulação.

Nas titulações rigorosas, a maior parte desse volume é adicionada rapidamente e, próximo do ponto final, gota a gota, com agitação contínua. O aparecimento de uma coloração rosa persistente indica o final da titulação. O volume utilizado é determinado a partir das leituras da bureta e a experiência é repetida até obter resultados concordantes.



Etapa 2: Responde no caderno

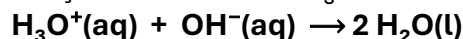
1. **Com** base no vídeo (ou no resumo), **descreve** a função da pipeta volumétrica e **explica** por que razão se deve tocar com a ponta na parede do erlenmeyer ao esvaziar.
2. **Identifica** dois materiais de laboratório observados no vídeo e indica a função de cada um.
3. **O indicador** utilizado foi a fenolftaleína. **Explica** o que acontece à sua cor quando se atinge o ponto final da titulação e por que razão isso acontece (pensa no pH da solução).
4. **O que é** uma titulação de ensaio e para que serve? Qual a sua principal diferença em relação às titulações rigorosas?

TAREFA 2: Neutralização, titulação e indicadores

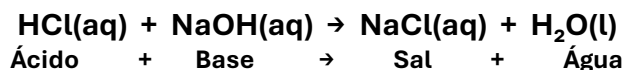
Etapa 1: Estuda a informação

A reação de neutralização

A neutralização resulta da reação entre os iões H_3O^+ e OH^- com formação de água:



Como a constante de equilíbrio desta reação é $K = 10^{14}$ a $25\text{ }^\circ\text{C}$, a reação é praticamente completa, os iões H_3O^+ e OH^- são quase integralmente consumidos. No caso do ácido clorídrico (ácido forte monoprotico) e do hidróxido de sódio (base forte):



Titulação ácido-base

Uma titulação ácido-base permite determinar a concentração de uma solução desconhecida. O procedimento consiste em adicionar gradualmente o titulante (solução de concentração conhecida, na bureta) ao titulado (solução de concentração desconhecida, no erlenmeyer) até atingir o ponto de equivalência.

Titulante	Titulado
Concentração conhecida	Concentração desconhecida
Colocado na bureta	Colocado no erlenmeyer

Ponto de equivalência

O ponto de equivalência é o instante em que ácido e base foram consumidos na proporção estequiométrica, não havendo nenhum em excesso. Para a reação geral: $a \text{Ácido} + b \text{Base} \rightarrow \text{sal} + \text{água}$

$$n(\text{ácido}) / a = n(\text{base}) / b$$

Como $n = c \times V$, conhecendo o volume e a concentração do titulante calcula-se a concentração do titulado.

Caso particular: ácido e base monoproticos ($a = b = 1$): $n(\text{ácido}) = n(\text{base})$

$$c(\text{ácido}) \times V(\text{ácido}) = c(\text{base}) \times V(\text{base})$$



Etapa 2: Exemplo resolvido

Estuda o exemplo seguinte:

Exemplo 1: Titulação com ácido e base monoproticos

Titularam-se $25,00 \text{ cm}^3$ de uma solução de HCl de concentração desconhecida com uma solução de NaOH de concentração $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$. Foram necessários $18,40 \text{ cm}^3$ de NaOH para atingir o ponto de equivalência. **Determina** a concentração da solução de HCl, apresentando todos os cálculos efetuados.

Resolução:

Equação de neutralização: $\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$

Como a reação ocorre numa proporção 1:1, a quantidade de matéria de HCl é igual à quantidade de matéria de NaOH no ponto de equivalência.

$$n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})$$

Cálculo da concentração de HCl

$$n = c \times V$$

$$c(\text{HCl}) \times V(\text{HCl}) = c(\text{NaOH}) \times V(\text{NaOH})$$

$$c(\text{HCl}) \times 25,00 \times 10^{-3} = 0,100 \times 18,40 \times 10^{-3}$$

$$c(\text{HCl}) = (0,100 \times 18,40 \times 10^{-3}) / (25,00 \times 10^{-3})$$

$$c(\text{HCl}) = 0,0736 \text{ mol dm}^{-3}$$

Resposta: A concentração da solução de HCl é $7,36 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$.

TAREFA 3: Aplica os conhecimentos

Etapa 1: Planear uma titulação

Pretende-se determinar a concentração de ácido acético presente numa amostra de vinagre comercial. Dispõe-se de uma solução de NaOH de concentração $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$ e de fenolftaleína como indicador.

1. Ordena o procedimento experimental, numerando as etapas de 1 a 9:

- | | |
|--------------------------|---|
| <input type="checkbox"/> | Adicionar 2 ou 3 gotas de fenolftaleína ao erlenmeyer. |
| <input type="checkbox"/> | Registar a leitura inicial da bureta. |
| <input type="checkbox"/> | Medir com a pipeta volumétrica um volume rigoroso de vinagre (ex. $10,00 \text{ cm}^3$). |
| <input type="checkbox"/> | Transferir o vinagre para um erlenmeyer limpo. |
| <input type="checkbox"/> | Registar a leitura final da bureta. |
| <input type="checkbox"/> | Adicionar lentamente a solução de NaOH, gota a gota perto do ponto final, agitando continuamente. |
| <input type="checkbox"/> | Introduzir a solução de NaOH na bureta. |
| <input type="checkbox"/> | Observar o aparecimento de uma coloração rosa persistente ($\geq 30 \text{ s}$). |
| <input type="checkbox"/> | Calcular o volume de NaOH utilizado: $V = \text{leitura final} - \text{leitura inicial}$. |



TAREFA 3: Aplica os conhecimentos (continuação)

2. Identifica, para esta titulação:

Titulante:

Titulado:

Indicador:

3. Justifica por que razão a fenolftaleína é um indicador adequado para esta titulação.

4. Explica por que razão a solução de NaOH deve ser adicionada gota a gota quando se está próximo do ponto final.

Etapa 2: resolve o exercício

1. O ácido acético, CH_3COOH , é o principal componente do vinagre. Para determinar a sua concentração numa amostra de vinagre comercial, realizou-se uma titulação ácido-base.

Adicionou-se, a partir de uma bureta, uma solução de hidróxido de sódio, NaOH, de concentração $5,00 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$, a $20,00 \text{ cm}^3$ da amostra de vinagre diluída 10 vezes, colocada num erlenmeyer. Como indicador usou-se a fenolftaleína. O ponto final da titulação foi detetado quando foram adicionados $19,80 \text{ cm}^3$ da solução de NaOH.

1.1 Escreve a equação química que traduz a reação de neutralização.

1.2 Determina a concentração de ácido acético na solução diluída.

1.3 Calcula a concentração de ácido acético na amostra de vinagre original (antes da diluição de fator 10).

1.4 Explica, com base no equilíbrio $\text{HInd(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{Ind}^{\text{-}}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, a mudança de cor da fenolftaleína observada no ponto final.

(Adaptado do Exame Final Nacional Física e Química A, 1.ª Fase, 2009)

Etapa 3: Verifica o que aprendeste

Resolve os exercícios do teu manual sobre titulação ácido-base.

Compara as tuas respostas com as soluções e com as respostas dos teus colegas.

Regista dúvidas e **revê** os conceitos, se necessário.

Estuda com um colega.



TAREFA 1:

1. Com base no vídeo (ou no resumo), descreve a função da pipeta volumétrica e explica por que razão se deve tocar com a ponta na parede do erlenmeyer ao esvaziar.

A pipeta volumétrica é utilizada para medir e transferir com elevada precisão um volume fixo de solução. Ao esvaziar a pipeta, deve-se tocar com a ponta na parede do erlenmeyer para garantir que todo o volume calibrado é corretamente transferido. A pequena quantidade de líquido que permanece no interior da pipeta faz parte da sua calibração e não deve ser expulsa.

2. Identifica dois materiais de laboratório observados no vídeo e indica a função de cada um.

Bureta – permite medir e adicionar com rigor o volume da solução titulante durante a titulação.

Erlenmeyer – recipiente onde é colocada a solução a titular e onde ocorre a reação de neutralização.

Pipeta volumétrica – permite medir e transferir com elevada precisão um volume fixo de solução.

Pompete – dispositivo utilizado para aspirar e transferir líquidos com segurança para a pipeta, evitando a pipetagem com a boca.

Suporte universal e garra – permitem fixar a bureta na posição vertical durante a titulação.

Funil – facilita o enchimento da bureta, evitando perdas de solução.

3. O indicador utilizado foi a fenolftaleína. Explica o que acontece à sua cor quando se atinge o ponto final da titulação e por que razão isso acontece (pensa no pH da solução).

A fenolftaleína é incolor em meio ácido e rosa em meio básico, com zona de viragem entre pH 8,2 e 10,0. Durante a titulação, quando o pH da solução entra nessa zona, a fenolftaleína muda de cor e a solução adquire uma coloração rosa persistente, diz-se que se atingiu o **ponto final** da titulação. Este é próximo do **ponto de equivalência**, o instante em que ácido e base foram consumidos na proporção estequiométrica.

4. O que é uma titulação de ensaio e para que serve? Qual a sua principal diferença em relação às titulações rigorosas?

A titulação de ensaio é uma primeira titulação realizada para determinar aproximadamente o volume de titulante necessário para atingir o ponto final da titulação. Esta informação permite realizar posteriormente titulações mais rigorosas.

A principal diferença é que, na titulação de ensaio, o titulante pode ser adicionado mais rapidamente e o resultado obtido é apenas aproximado. Nas titulações rigorosas, a adição é feita cuidadosamente, sobretudo próximo do ponto final, de modo a obter resultados precisos e concordantes.



TAREFA 3:

Etapa 1: Planear uma titulação

1. **Ordena** o procedimento experimental, numerando as etapas de 1 a 9:

1	Introduzir a solução de NaOH na bureta.
2	Registar a leitura inicial da bureta.
3	Medir com a pipeta volumétrica um volume rigoroso de vinagre (ex. 10,00 cm ³).
4	Transferir o vinagre para um erlenmeyer limpo.
5	Adicionar 2 ou 3 gotas de fenolftaleína ao erlenmeyer.
6	Adicionar lentamente a solução de NaOH, gota a gota perto do ponto final, agitando continuamente.
7	Observar o aparecimento de uma coloração rosa persistente (≥ 30 s).
8	Registar a leitura final da bureta.
9	Calcular o volume de NaOH utilizado: $V = \text{leitura final} - \text{leitura inicial}$.

2. Identifica, para esta titulação:

Titulante: Solução de NaOH ($c = 0,100 \text{ mol dm}^{-3}$)

Titulado: Solução de vinagre (concentração desconhecida)

Indicador: Fenolftaleína

3. Justifica por que razão a fenolftaleína é um indicador adequado para esta titulação.

A fenolftaleína é incolor em meio ácido e rosa em meio básico. No ponto de equivalência desta titulação (ácido fraco + base forte), a solução fica ligeiramente básica, o que faz a fenolftaleína mudar de cor, tornando a deteção do ponto final clara e inequívoca.

4. Explica por que razão a solução de NaOH deve ser adicionada gota a gota quando se está próximo do ponto final.

Perto do ponto final, uma única gota de NaOH pode ser suficiente para ultrapassar o ponto de equivalência. Adicionando gota a gota e agitando, consegue-se detetar a primeira coloração rosa persistente sem exceder o ponto de equivalência.



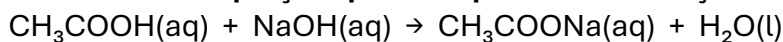
TAREFA 3:

Etapa 2:

1. O ácido acético, CH_3COOH , é o principal componente do vinagre. Para determinar a sua concentração numa amostra de vinagre comercial, realizou-se uma titulação ácido-base.

Adicionou-se, a partir de uma bureta, uma solução de hidróxido de sódio, NaOH , de concentração $5,00 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$, a $20,00 \text{ cm}^3$ da amostra de vinagre diluída 10 vezes, colocada num erlenmeyer. Como indicador usou-se a fenolftaleína. O ponto final da titulação foi detetado quando foram adicionados $19,80 \text{ cm}^3$ da solução de NaOH .

1.1 Escreve a equação química que traduz a reação de neutralização.



1.2 Determina a concentração de ácido acético na solução diluída.

$$n(\text{NaOH}) = c \times V = 5,00 \times 10^{-2} \times 19,80 \times 10^{-3} = 9,90 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Como } a = b = 1: n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{NaOH}) = 9,90 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 9,90 \times 10^{-4} / 20,00 \times 10^{-3} = 4,95 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

1.3 Calcula a concentração de ácido acético na amostra de vinagre original (antes da diluição de fator 10).

$$c(\text{original}) = 4,95 \times 10^{-2} \times 10 \approx 4,95 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3} \approx 0,495 \text{ mol dm}^{-3}$$

1.4 Explica, com base no equilíbrio $\text{HInd}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Ind}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, a mudança de cor da fenolftaleína observada no ponto final.

Antes do ponto final, a solução é ácida: o excesso de H_3O^+ desloca o equilíbrio $\text{HInd} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ind}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ no sentido inverso \rightarrow predomina HInd (incolor).

No ponto final, o excesso de OH^- consome H_3O^+ , deslocando o equilíbrio no sentido direto \rightarrow predomina Ind^- (rosa/carmim).



O QUE APRENDI?

Já sabes planear e realizar uma titulação ácido-base, interpretando o significado de neutralização e de ponto de equivalência?

És capaz de...

- identificar o titulante e o titulado?
- explicar o ponto de equivalência?
- justificar a utilização de indicadores?
- planear uma titulação ácido-base?
- determinar uma concentração por titulação?
- relacionar novos conceitos com conhecimentos anteriores?
- identificar dificuldades e procurar ajuda quando necessário?

Sugestões:

Analisa as propostas de resolução dos exercícios. Se necessário, **repete** as tarefas.

Estuda com um ou mais colegas de turma, para reforçares as aprendizagens e, se possível, esclarece as tuas dúvidas.

Pratica, resolvendo os exercícios do teu manual escolar.



COMO POSSO COMPLEMENTAR A APRENDIZAGEM?

Experimenta em casa:

Sabias que podes fazer um indicador de pH caseiro com couve roxa ou beterraba? **Consulta** o guião da Ciência Viva [indicador_natural_de_pH_e](#) descobre como identificar ácidos e bases com materiais do dia a dia.



Assiste à videoaula [Titulação ácido-base | Estudo Autónomo](#) e resolve os exercícios propostos.



Explora outros recursos:

[Soluções Ácido-Base - Ácidos | Bases | Equilíbrio - Simulações Interativas PhET](#)



[Identificação de ácidos e bases](#)

