

AL — Equilíbrio químico em ação: variação da concentração (sistema Fe³⁺/SCN⁻)

11.º Ano Física e Química A 3 páginas Atividade laboratorial

Objetivo: Investigar experimentalmente **alterações de equilíbrios químicos em sistemas aquosos por variação da concentração de reagentes e produtos** — formulando hipóteses (Le Châtelier), controlando variáveis e comunicando resultados com base na cor do complexo [FeSCN]²⁺.

Material e reagentes

Material / reagente	Função / nota
Fe(NO ₃) ₃ 0,01 M (amarelo) · KSCN 0,01 M (incolor) · água destilada	reagentes diluídos — equilíbrio: $Fe^{3+} + SCN^{-} \rightleftharpoons [FeSCN]^{2+}$ (vermelho)
Tubos de ensaio + suporte + conta-gotas (mesmo conta-gotas medidor!)	4 ensaios comparáveis
Papel branco (fundo) + régua de cores (opcional)	comparar intensidade de cor
Luvas, óculos, gabarito de volume	segurança + controlo de variáveis

Normas de segurança

- Soluções **diluídas**; luvas e óculos — **não provar** nada; não levar às mãos aos olhos.
- KSCN: tóxico em dose; Fe³⁺ mancha — trabalhar sobre bandeja.
- Resíduos para o **contentor químico** (não pelo lavatório em quantidade).
- Etiquetar sempre os tubos (evitar «quem é quem» — erro experimental clássico).

Procedimento

- Hipóteses:** (a) acrescentando SCN⁻, o que acontece à cor e ao sentido? (b) ao diluir, a cor só «apaga» na proporção da diluição — ou mais?
- Tubo 1 (referência):** 2 mL de Fe³⁺ + **2 gotas** de SCN⁻ → homogeneizar → registar a cor (vermelho fraco) = **equilíbrio**.
- Tubo 2 (+ reagente):** repetir a referência + **2 gotas extra de Fe³⁺** → comparar cor.
- Tubo 3 (+ reagente):** repetir a referência + **2 gotas extra de SCN⁻** → comparar cor.
- Tubo 4 (diluição):** 2 mL da referência + **2 mL de água** → comparar com uma cópia da referência *sem* diluir (controle!) e com metade da intensidade esperada pela diluição simples.
- Registar **previsão vs observação** de cada tubo e o sentido com Q vs K.
- Comunicar: tabela, equação do equilíbrio, conclusão com Le Châtelier.

Âncora das AE: «investigar, experimentalmente, alterações de equilíbrios químicos em sistemas aquosos por variação da concentração de reagentes e produtos, formulando hipóteses, avaliando procedimentos e comunicando os resultados».

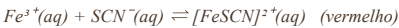
Registo de dados

Tabela — hipótese, observação e explicação

Tubo	Adição	Cor (descrever/escala)	Previsão	Q vs K no instante da adição	Sentido observado
1 (ref.)	2 gotas SCN ⁻		—	Q = K	equilíbrio
2	+ Fe ³⁺				
3	+ SCN ⁻				
4	+ 2 mL H ₂ O				

Tratamento de resultados

Equilíbrio em estudo (sistema aquoso):



Constante (produtos/reagentes):

$K = \frac{[FeSCN]^{2+}}{[Fe^{3+}][SCN^{-}]}$ — só depende de T (não muda com as adições!)

Diagnóstico por Q (com as concentrações instantâneas):

Ação	Como muda Q	Q vs K	Sentido (e cor)
+ Fe ³⁺ ou + SCN ⁻ (reagente)	denominador ↑ → Q ↓	$\frac{Q}{K} <$	→ frente: mais vermelho
+ água (diluição 2×)	$Q' = 2Q$ (1 ião no numerador, 2 no denominador)	$\frac{Q'}{K} >$	← trás: o complexo dissocia parcialmente (lado de mais partículas) — a cor fica mais pálida que a metade

Escala de cor (semiquantitativa): 0 incolor → 1 fraco → 2 médio → 3 intenso — a intensidade é proporcional a $[FeSCN]^{2+}$ (registo tipo semiquantitativo, como na indústria com espectrofotómetro).

Verificação numérica (tubo 4): diluição 2× multiplica Q por $(\frac{1}{2})/(\frac{1}{2} \cdot \frac{1}{2}) = 2 \rightarrow Q' = 2K > K \rightarrow$ sentido ← trás até Q voltar a K. Traduzido na cor: se só houvesse diluição «muda», o vermelho cairia exatamente a metade; como o sistema **dissocia complexo**, a cor final é **mais pálida que a metade** da referência — comparar os tubos 4 e 1 lado a lado (fundamento do método colorimétrico).

Análise e conclusão

1. Confirmaram-se as hipóteses? Compara previsão e observação em cada tubo — e explica com Le Châtelier e com Q vs K (as duas linguagens, como na ficha 10).
2. Porque é que **K não mudou** em nenhum tubo — e o que mudou foi só a posição do equilíbrio?
3. Diluição (tubo 4): o que a «regra dos iões» (1 ião $\rightarrow$ 2 iões) diz sobre o sentido? Porque é que a diluição **desloca** equilíbrios gasosos/aquosos com $\Delta n \neq 0$ e não os de $\Delta n = 0$?
4. **Controlo de variáveis**: que decisões tornaram os tubos comparáveis (mesmo volume, mesmo conta-gotas, mesma referência)? Que seria diferente sem o tubo de referência?
5. **Avaliação**: as gotas de conta-gotas padronizam o volume? Que erro introduz e como melhorar (micropipeta/gotas de seringa; médias)? Cores subjetivas — como semi-quantificar (régua de cores, espectrofotómetro)?
6. **Comunicação**: conclusão (4–5 linhas) — o que a cor provou sobre a resposta do sistema à concentração, com a equação e o sentido.

Fontes de erro sistemático

- **Gotas não padronizadas** (volume por gota varia entre conta-gotas) — adições desiguais.
- Leitura de cor **subjetiva** (luz ambiente, daltonismo — usar fundo branco e comparar lado a lado).
- Temperatura ambiente variável (K depende de T — entre ensaios!).
- Contaminação do conta-gotas entre reagentes.

Conclusão-chave: ao acrescentar reagente, a cor vermelha **intensifica-se** ($Q < K \rightarrow$ frente $\rightarrow$ consumir o excesso) e a diluição é parcialmente **compensada** — o sistema responde, mas **K mantém-se**: mudou a posição, não o alvo. É o Princípio de Le Châtelier visto com os olhos — e o mesmo raciocínio (Q vs K) que explica titulações, pH e indústria.

Nota: AL das AE de FQ-A 11.º ano — domínio «Estado de equilíbrio e extensão» (alterações por variação da concentração, hipóteses, avaliação). Liga: fichas 9–10 (K , Le Châtelier) · método colorimétrico é a base do espectrofotómetro.