



Titulo do video: O princípio de Le Chatlier

Nome dos participantes: André Luz, Diogo Rodrigues, Filipe Duarte, Paulo Costa, Rita Martins

Professor responsável: Dina Albino

Contactos: *e-mail* - [f188@esjd.pt](mailto:f188@esjd.pt) · Telemóvel - 918663640

Escola: Escola Secundária Julio Dantas- Lagos (400312)

Contactos: *e-mail* – [info@esjd.pt](mailto:info@esjd.pt) · Telefone - 282770990 · Página Oficial - <http://www.esjd.pt>

## Resumo

Esta experiência trata da verificação experimental do princípio teórico do químico francês Henri Louis Le Chatelier, *"Se for imposta uma alteração, de concentrações, pressão ou de temperatura, a um sistema químico em equilíbrio, a composição do sistema alterar-se-á no sentido de contrariar a alteração a que foi sujeito."* Este princípio trata de uma matéria do programa de décimo primeiro ano da disciplina de Física e Química A.

O estudo é realizado através da alteração de cor da solução aquosa de cloreto de cobalto, dando-nos uma boa percepção de quando existiu um deslocamento do equilíbrio, e em que sentido a reacção ocorreu. Os deslocamentos de equilíbrio serão forçados pelos técnicos de laboratório, simulando variados cenários de perturbação do sistema químico.

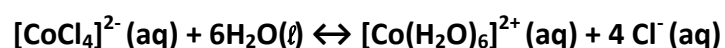
A solução reagente foi preparada previamente, na qual se misturaram soluções aquosas de HCl concentrado e  $(\text{CoCl}_2) \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  de modo a iniciar o estudo do equilíbrio deslocado para o lado dos reagentes.

## Conceitos

Para que se entendam as mudanças de cor da solução, há que ter noções básicas de concentração, equilíbrio de reacção, entalpia de reacção, e claro, o princípio de Le Chatelier.

Quando num sistema em equilíbrio químico aumenta a concentração dos reagentes, o equilíbrio da reacção desloca-se no sentido directo, e quando se adicionam produtos ou se retiram reagentes por acção de uma reacção paralela, por exemplo, este desloca-se no sentido inverso.

A reacção que vamos estudar nesta atividade é a seguinte:



Os produtos,  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} (\text{aq})$ , de reacção conferem á solução uma cor carmim, ao passo que os reagentes,  $[\text{CoCl}_4]^{2-} (\text{aq})$ , atribuem uma cor roxa azulada á solução.

Quando se acrescenta uma espécie química que consta na equação química da reacção ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ), a concentração, desta, aumenta. Quando se acrescenta uma espécie química que reage com um dos intervenientes da reacção, por exemplo, o ácido sulfúrico que reage com a água, a concentração da espécie com que este reage decresce.

Quando se fornece energia a um sistema químico cuja entalpia seja menor do que zero (exotérmico) no sentido directo, o equilíbrio desloca-se no sentido inverso, e vice-versa.

# Protocolo experimental

---

## **Segurança:**

Nesta experiência, para segurança dos técnicos de laboratório são necessárias luvas e bata, e a experiência, em certos pontos, deve ser realizada na hotte, devido à utilização de ácidos muito fortes que libertam vapores perigosos.

Utilizam-se, durante o decorrer da experiência, ácidos muito fortes que podem provocar queimaduras bastante graves e irritação nos olhos.

## **Reagentes**

- Água destilada;
- Ácido sulfúrico concentrado;
- Cloreto de sódio sólido;
- Solução aquosa de tetraclorocobalto (II).
- Gelo

## **Material**

- Tubos de ensaio com respectiva rolha;
- Placa de aquecimento;
- Placa de agitação magnética e agitador magnético;
- Gobelés;
- Espátula;
- Proveta de 10 ml;
- Vareta de vidro;
- Papel absorvente;
- Erlenmeyers.

## **Procedimento**

### Parte I

1. Transvazar para dois tubos de ensaio algum volume de solução aquosa de tetraclorocobalto (II). Um dos tubos será a solução controlo, e o outro a solução a reagir.
2. Colocar o tubo de ensaio com a solução num gobelé com gelo. Aguardar pela mudança de cor e compara-la com a solução controlo.
3. Colocar a mesma solução em banho-maria e aguardar que retorne á cor inicial.

### Parte II

1. Adicionar progressivamente água destilada ao Erlenmeyer da solução reagente até ocorrer a mudança cromática e compara-la com a solução controlo.
2. Dividir a solução, já de cor diferente, por dois erlenmeyers.
3. Num dos erlenmeyers com solução, adicionar cloreto de sódio sólido, com agitação, até ocorrer mudança de cor.
4. No outro erlenmeyer adicionar ácido sulfúrico concentrado, com agitação, até ocorrer a mudança cromática (na hotte).

## **Aplicações**

O princípio de Le Chatelier é de grande importância no universo químico. Este é utilizado na indústria para que se obtenha uma produção otimizada de produtos químicos, por exemplo o amoníaco, onde os produtos são removidos do reactor químico para que o equilíbrio seja obrigado a deslocar-se no sentido directo e produzindo assim amoníaco com mais eficiência.

Este princípio é também utilizado em menor escala, em laboratórios químicos de todo o tipo.

## **Conclusões**

Esta experiência é de bastante importância no âmbito desta disciplina, pois demonstra-nos empiricamente a teoria de Chatelier.

Os objectivos da actividade foram cumpridos: ocorreram variações no equilíbrio do sistema, causadas quer por alteração da temperatura do sistema, quer por alteração da sua composição, e essas variações foram bastante perceptíveis, possibilitando aos alunos uma boa interpretação do sucedido.

Esta experiência já tinha sido executada pelos alunos, e como tal, aliado à sua pouca complexidade, estes, realizaram-na com bastante à vontade, sem nenhum problema de maior a assinalar.