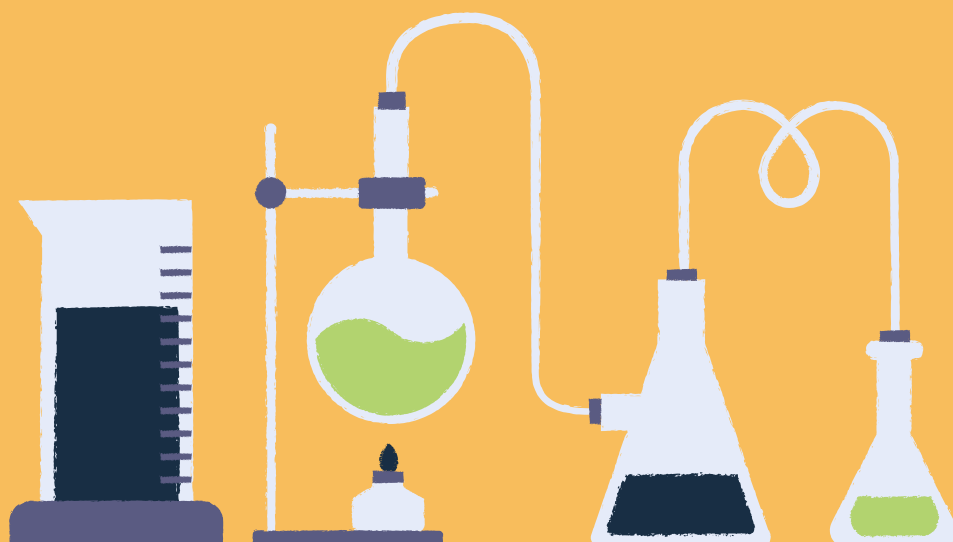


UFSC BLUMENAU

ROTEIROS DE
QUÍMICA GERAL
EXPERIMENTAL



PARTE II



Universidade Federal de Santa Catarina – Campus Blumenau
Centro Tecnológico, de Ciências Exatas e Educação
Departamento de Ciências Exatas e Educação

ROTEIROS DE

QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL

Parte II

Adaptado de

Experiências de Química Geral

Bruno Szpoganicz, Nito A. Debacher, Eduardo Stadler

Revisão técnica

Alfredo Muxel

César Agostinho Schaeffer

Ismael Casagrande Bellettini

Daniela Brondani

Eduardo Zapp

Lidiane Meier

Organização

Marília Tarnowski

SUMÁRIO

EXPERIMENTO 7: REATIVIDADE QUÍMICA: OXIDAÇÃO E REDUÇÃO	3
1. OBJETIVOS	3
2. QUESTÕES PARA ESTUDO	3
3. INTRODUÇÃO	3
4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL	6
5. PRÉ-LABORATÓRIO	13
ANEXO: POTENCIAIS PADRÃO EM 25 °C	14
EXPERIMENTO 8: DETERMINAÇÃO DE CALOR DE REAÇÃO E DE CALOR DE SOLIDIFICAÇÃO	15
1. OBJETIVOS	15
2. QUESTÕES DE ESTUDO	15
3. INTRODUÇÃO	15
4. PARTE EXPERIMENTAL	21
5. PRÉ-LABORATÓRIO	24
6. CURIOSIDADES	25
EXPERIMENTO 9: PREPARO DE SOLUÇÕES	26
1. OBJETIVOS	26
2. QUESTÕES DE ESTUDO	26
3. INTRODUÇÃO	26
4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL	30
5. PRÉ-LABORATÓRIO	33
EXPERIMENTO 10: TITULAÇÕES ÁCIDO-BASE	35
1. OBJETIVOS	35
2. QUESTÕES DE ESTUDO	35
3. INTRODUÇÃO	35
4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL	38
5. PRÉ-LABORATÓRIO	42
EXPERIMENTO 11: EQUILÍBRIO QUÍMICO E PRINCÍPIO DE LE CHATELIER	43
1. OBJETIVOS	43
2. QUESTÕES DE ESTUDO	43
3. INTRODUÇÃO	43
4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL	46
5. QUESTIONÁRIO SOBRE O EXPERIMENTO	51
6. PRÉ-LABORATÓRIO	51

EXPERIMENTO 7: REATIVIDADE QUÍMICA: OXIDAÇÃO E REDUÇÃO

1. OBJETIVOS

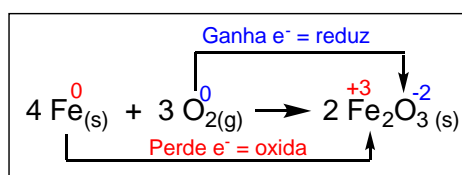
- Identificar a ocorrência de transformações químicas em metais;
- Estudar a reatividade de metais;
- Estudar reações de oxirredução.

2. QUESTÕES PARA ESTUDO

- Quando uma reação de oxirredução ocorre espontaneamente?
- Em uma reação de oxirredução, como é possível prever a espécie que irá oxidar e a que reduzirá?

3. INTRODUÇÃO

Originalmente, os termos oxidação e redução se referiam a combinação ou remoção do oxigênio de uma substância, implicando no aumento ou diminuição do número de oxidação (nox) dessa substância. Entretanto, atualmente, sabe-se que as **reações de oxirredução** envolvem a transferência de elétrons de um reagente para outro, em que uma espécie perde elétrons e sofre **oxidação** e a outra recebe os elétrons e sofre **redução**, e tratamos o nox como a carga da espécie envolvida na reação. Por exemplo, na formação da ferrugem (Fe_2O_3 , óxido de ferro(III)), elétrons são transferidos do ferro para o oxigênio, conforme Esquema abaixo.



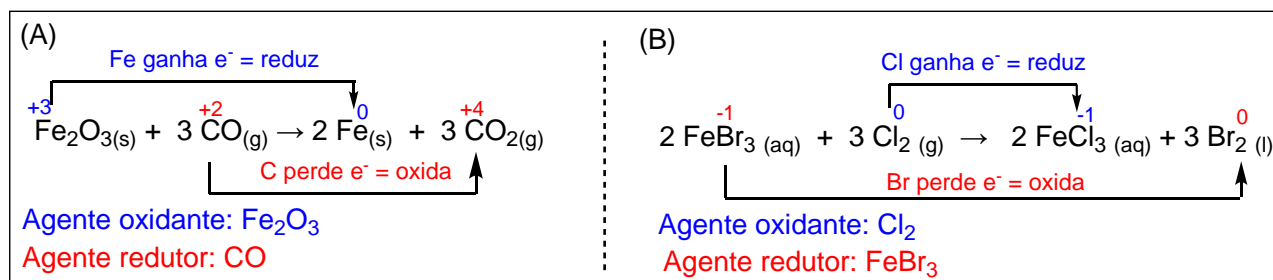
O Fe, em sua forma metálica possui nox = 0 (zero) e, ao transferir elétrons para o oxigênio do ar sofre oxidação e cada átomo de ferro passa a ter nox = **+3** (e cada átomo de oxigênio **-2**). Conforme observado, o nox pode ser definido como um parâmetro que indica qual a carga que um átomo teria ao considerarmos o rompimento das ligações que possui, se os elétrons fossem alocados no átomo mais eletronegativo.

Como elétrons não podem ser criados ou destruídos, a oxidação e a redução sempre ocorrem simultaneamente nas reações químicas ordinárias. Ao sofrer

redução, uma espécie oxida outra, atuando como **agente oxidante**, ao mesmo tempo que a espécie que sofre oxidação, reduz a outra e é, portanto o **agente redutor**.

Agentes redutores são substâncias que reduzem outras substâncias
Agentes oxidantes são substâncias que oxidam outras substâncias

Exemplos:



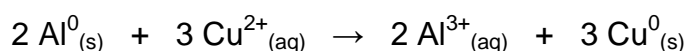
Perceba que o agente oxidante é a substância que contém a espécie (elemento/átomo) que reduz e não apenas o elemento, da mesma forma que o agente redutor é a substância que contém a espécie que sofre oxidação.

Observe que no exemplo B o cloro é reduzido enquanto o brometo é oxidado. Isso demonstra que o cloro é um oxidante mais ativo que o brometo (ver tabela de potenciais padrão de eletrodos). Este comportamento será avaliado na primeira etapa experimental.

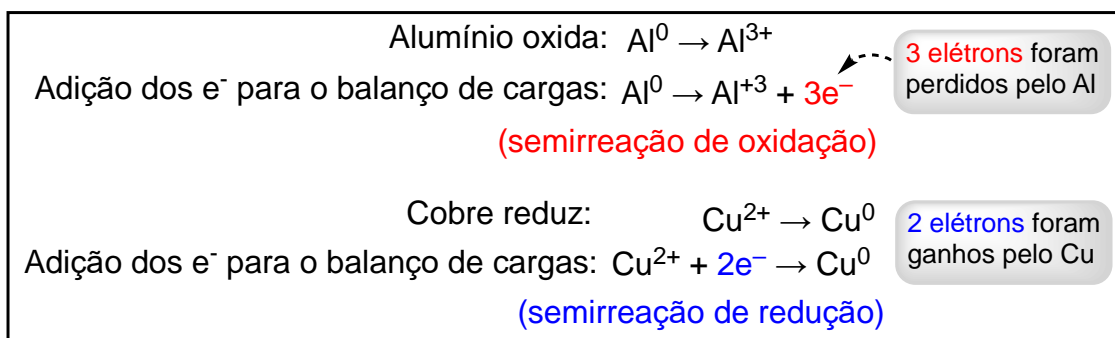
3.1 Semirreações e Balanceamento de reações redox

Um dos métodos mais comuns para balancear uma reação redox e elucidar os processos individuais que ocorrem nos dois eletrodos de uma célula galvânica (Ex.: bateria sendo descarregada) ou de uma célula eletrolítica (Ex.: bateria sendo recarregada) é chamado método das **semirreações**. Neste método, uma reação redox é dividida em duas semirreações: uma de oxidação e uma de redução.

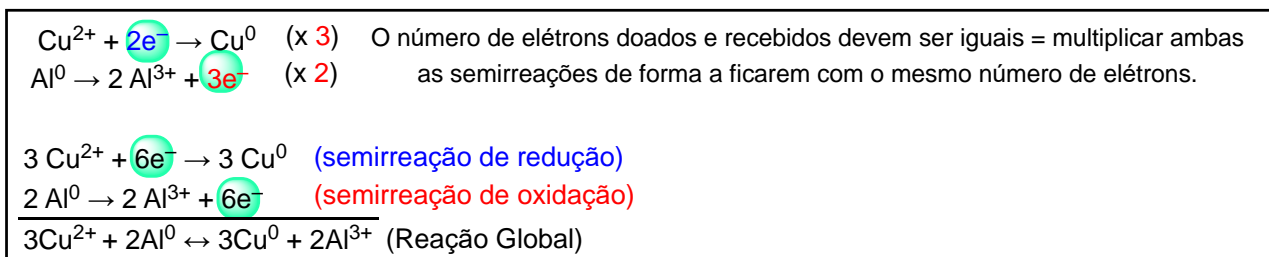
Por exemplo, uma moeda de alumínio colocada numa solução de sulfato de cobre (II) (CuSO₄) rapidamente fica com uma camada de cobre à medida que o alumínio passa para a solução, de acordo com a equação:



Nesta reação, o alumínio é oxidado a íon alumínio(III) e o cobre (II) é reduzido a cobre elementar.

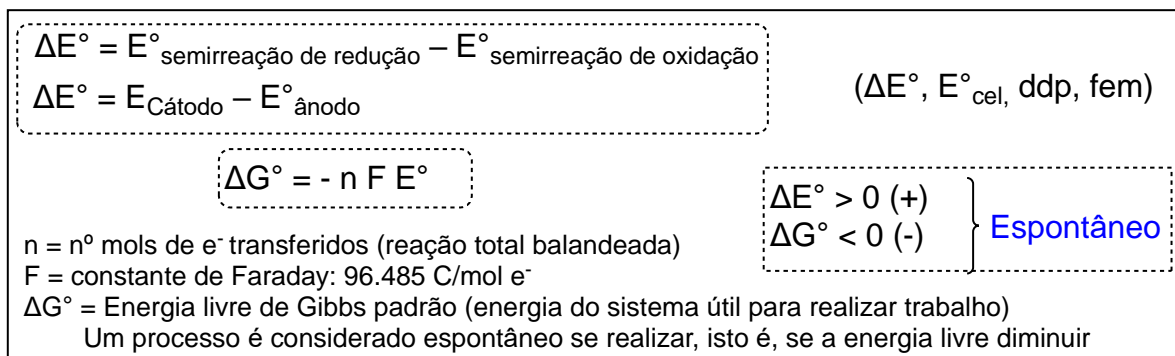


Para se obter a equação iônica total, as duas semirreações devem ser consideradas. A oxidação do alumínio libera três elétrons para cada íon alumínio(III) formado e a redução do íon cobre(II) requer dois elétrons por íon cobre (II). Para que o número de elétrons cedidos e recebidos seja igual, a semirreação do alumínio deverá ser multiplicada por 2 e a semirreação do cobre por 3, conforme apresentado abaixo:



3.2 Espontaneidade das reações de oxirredução

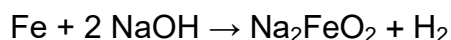
Em química empregamos a variação da energia livre de Gibbs (ΔG) para avaliar espontaneidade de um processo. Em eletroquímica podemos relacionar essa variação de energia ao trabalho elétrico realizado por um mol de elétrons quando estes são submetidos a um potencial elétrico ΔE , conforme descrito abaixo:



3.3 Corrosão em Caldeiras: uma aplicação da oxirredução

Caldeiras são equipamentos utilizados nas mais diversas atividades industriais, com a função de produzir vapor por meio do aquecimento da água. Costumam ser feitas de metais, como ferro, para suportar as condições de temperatura e pressão necessárias. A água da caldeira deve passar por tratamentos para minimizar o desgaste do material, que pode ocasionar acidentes.

Um dos tratamentos utilizados em caldeiras com tubulação de ferro é a adição de hidróxido de sódio (NaOH) na água, a fim de elevar o pH e manter o filme protetor de magnetita (Fe_3O_4). Em fendas ou locais onde o filme protetor foi danificado, no entanto, o NaOH pode reagir diretamente com o ferro em uma reação de oxirredução:



O ferrito de sódio (Na_2FeO_2) produzido é solúvel e o hidrogênio gasoso liberado pode difundir-se entre os grãos da rede metálica, fragilizando o metal.

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

4.1 Materiais

- Tubos de ensaio
- Conta-gotas
- Hipoclorito de sódio
- Cobre metálico
- Palha de aço (contém ferro)
- Magnésio metálico
- Zinco metálico
- ZnSO_4 0,10 mol L⁻¹
- CuSO_4 0,10 mol L⁻¹
- NaBr 0,10 mol L⁻¹
- NaCl 0,10 mol L⁻¹
- NaI 0,10 mol L⁻¹
- FeCl_3 0,10 mol L⁻¹
- H_2SO_4 3,00 mol L⁻¹



Observação: H_2SO_4 3,0 mol L⁻¹ é extremamente corrosivo e causa queimadura na pele e mucosas, portanto, deve ser manuseado com muito cuidado. Em caso de acidente, lave as partes atingidas com bastante água.

4.2 Metais como agentes redutores

Nesta etapa vocês determinarão as forças redutoras do Cu, Fe, H, Mg e Zn. Lembre-se que se a forma elementar do metal A perde elétrons para o metal B que se deposita, e A passa para a solução, o metal A é um agente redutor melhor do que o metal B. Se a forma elementar do metal A não passa para a solução, então o metal B é um agente redutor melhor do que A.

Nota: Magnésio metálico reage com água vagarosamente para formar hidróxido de magnésio e gás hidrogênio. Quando estiver investigando a reatividade do magnésio metálico, procure ver se alguma reação ocorre além da formação de bolhas na sua superfície.

Resultados e cálculos:

Para cada procedimento abaixo:

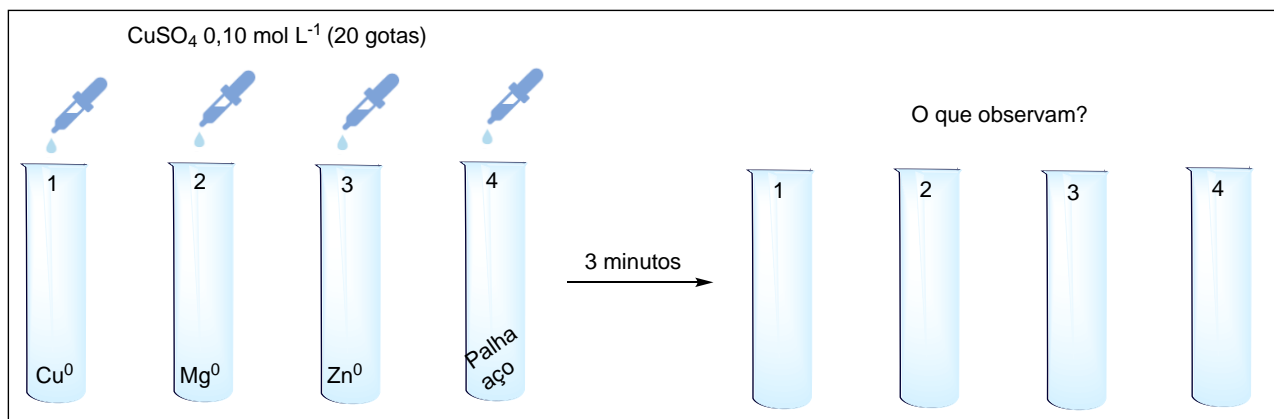
- i. Escreva as semirreações e a reação global balanceada. Se não houve mudança aparente, escreva “aparentemente não ocorreu reação”. Assuma que o ferro metálico, ao reagir, formará Fe(II).
- ii. Calcule a diferença de potencial (ddp) ou ΔE° e indique se a reação irá ou não ocorrer espontaneamente. Explique avaliando a potencial de redução padrão (E°) de cada espécie.

a) Reações com sulfato de cobre

Enumere 4 tubos de ensaio limpos.

- No tubo 1, coloque um pedaço de cobre metálico (~ 0,5 cm).
- No tubo 2, coloque um pedaço de magnésio metálico (~ 0,5 cm).
- No tubo 3, coloque um pedaço de zinco metálico (~ 0,5 cm).
- No tubo 4 coloque uma pequena bola de palha de aço (~ 0,5 cm de diâmetro).

Adicione 20 gotas (~ 1,0 mL) de **CuSO₄ 0,10 mol L⁻¹** em cada tubo, usando um conta gotas. Espere, aproximadamente, 3 minutos e observe se ocorreu alguma mudança de cor na solução ou no sólido, o que indica uma reação química.

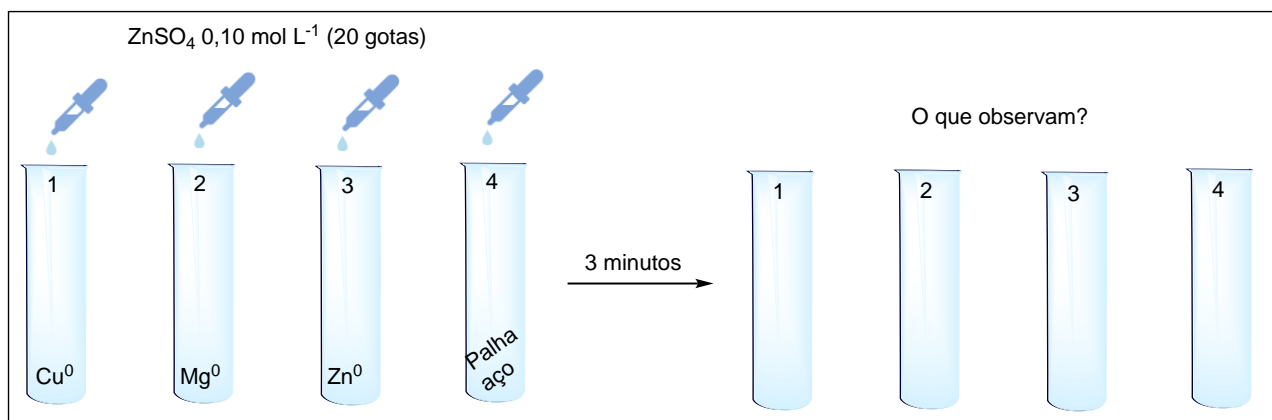


Tubo 1	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $CuSO_4 + Cu^{\circ} \rightarrow$	$DE^{\circ} =$
	DG =	
Tubo 2	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $CuSO_4 + Mg^{\circ} \rightarrow$	$DE^{\circ} =$
	DG =	
Tubo 3	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $CuSO_4 + Zn^{\circ} \rightarrow$	$DE^{\circ} =$
	DG =	
Tubo 4	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $CuSO_4 + Fe^{\circ} \rightarrow$	$DE^{\circ} =$
	DG =	

Observações Gerais:

b) Reações com sulfato de Zinco:

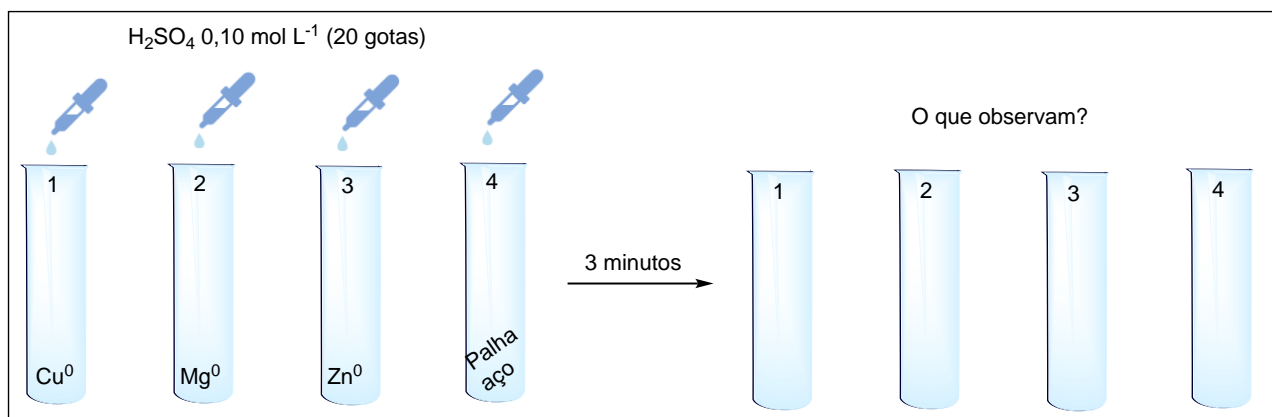
Repita o procedimento anterior utilizando ZnSO₄ 0,10 mol L⁻¹



Tubo 1	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $ZnSO_4 + Cu^0 \rightarrow$	$DE =$
	DG =	
Tubo 2	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $ZnSO_4 + Mg^0 \rightarrow$	
	DG =	
Tubo 3	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $ZnSO_4 + Zn^0 \rightarrow$	
	DG =	
Tubo 4	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $ZnSO_4 + Fe^0 \rightarrow$	
	DG =	

Observações Gerais:

c) Reações com ácido sulfúrico:

 Repita o procedimento anterior utilizando **H_2SO_4 3 mol L⁻¹**

Observação: a reação com a palha de aço é lenta.

Tubo 1	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}^0 \rightarrow$	$DE =$
	DG =	
Tubo 2	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}^0 \rightarrow$	
	DG =	
Tubo 3	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}^0 \rightarrow$	
	DG =	
Tubo 4	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}^0 \rightarrow$	
	DG =	

Observações Gerais:

4.3 Halogênios e Fe^{3+} como agentes oxidantes

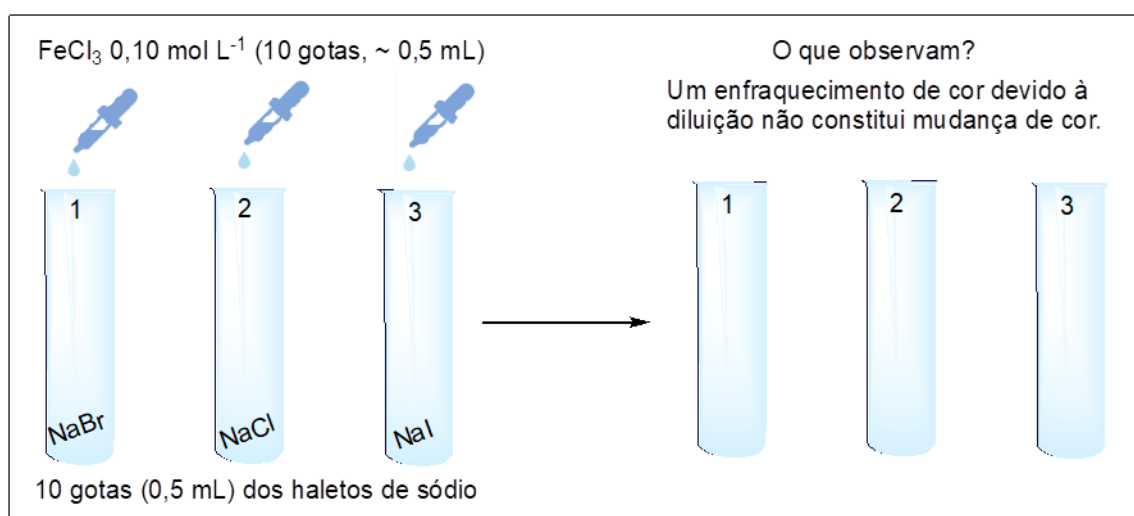
Nesta etapa vocês determinarão a atividade oxidante relativa do Br_2 , Cl_2 , I_2 e Fe^{3+} .

a) Reações com Fe^{3+}

Enumere 3 tubos de ensaio limpos.

- No tubo 1 coloque 10 gotas (~0,5 mL) de NaBr 0,10 M, usando conta gotas.
- No tubo 2 coloque 10 gotas (~0,5 mL) de NaCl 0,10 M, usando conta gotas.
- No tubo 3 coloque 10 gotas (~0,5 mL) de NaI 0,10 M, usando conta gotas.

Adicione 10 gotas (~0,5 mL) de FeCl_3 0,10 mol L^{-1} em cada tubo, usando conta gotas. Observe se houve qualquer mudança de cor e anote. O Fe^{3+} oxidou algum dos haletos?



Observação: um enfraquecimento de cor devido à diluição não constitui mudança de cor.

Tubo 1	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $\text{Fe}^{3+} + \text{Br}^{-} \rightarrow$	$DE^{\circ} =$
	DG =	
Tubo 2	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $\text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^{-} \rightarrow$	$DE^{\circ} =$
	DG =	
Tubo 3	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $\text{Fe}^{3+} + \text{I}^{-} \rightarrow$	$DE^{\circ} =$
	DG =	

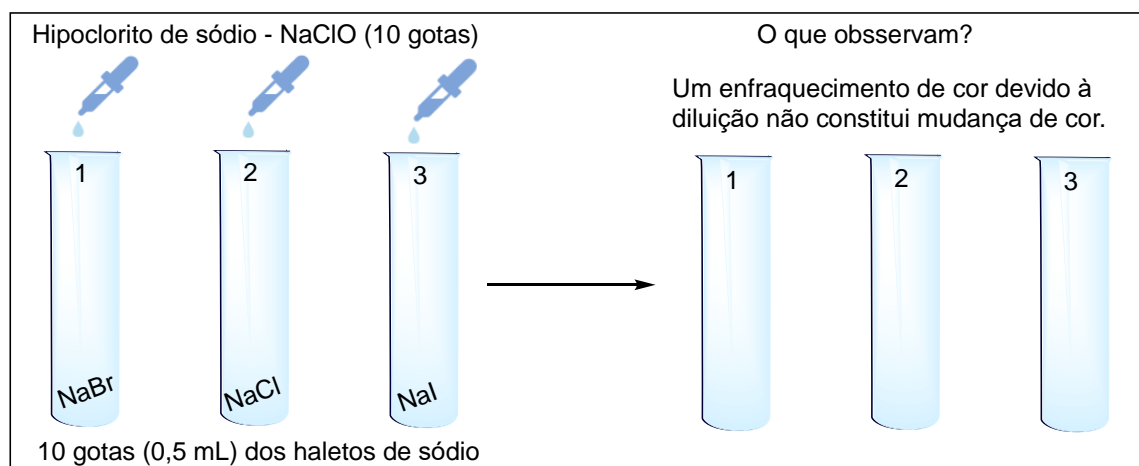
b) Reações com cloro

Enumere 3 tubos de ensaio limpos.

- No tubo 1 coloque 10 gotas (~0,5 mL) de NaBr 0,10 M, usando conta gotas.
- No tubo 2 coloque 10 gotas (~0,5 mL) de NaCl 0,10 M, usando conta gotas.
- No tubo 3 coloque 10 gotas (~0,5 mL) de NaI 0,10 M, usando conta gotas.

Adicione 10 gotas (~0,5 mL) de solução de hipoclorito de sódio em cada tubo. Observe se houve qualquer mudança de cor e anote.

Observação: um enfraquecimento de cor devido à diluição não constitui mudança de cor.



Tubo 1	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $Cl_2 + 2Br^{-} \rightarrow$	$DE^{\circ} =$
	DG =	
Tubo 2	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $Cl_2 + Cl^{-} \rightarrow$	$DE^{\circ} =$
	DG =	
Tubo 3	Semirreação de redução:	$E^{\circ} =$
	Semirreação de oxidação:	$E^{\circ} =$
	Reação Global: $Cl_2 + I^{-} \rightarrow$	$DE^{\circ} =$
	DG =	

Questão:

Nos ensaios de avaliação dos metais como agentes redutores, e dos halogênios e Fe^{+3} como agentes oxidantes, explique por que determinadas reações ocorreram e outras não.

5. PRÉ-LABORATÓRIO

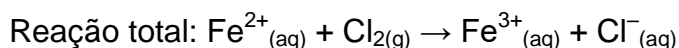
- 1) Ferro metálico reage com sulfato de cobre(II) aquoso para formar sulfato de ferro(II) e cobre. Qual é o metal mais reativo (melhor agente redutor), ferro ou cobre? Escreva a equação da reação e mostre a variação do nº de oxidação do cobre e do ferro.
- 2) Dada a equação $\text{Mg}_{(s)} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$ Determine o agente oxidante e o agente redutor.
- 3) Cobre metálico reage com nitrato de prata para formar nitrato de cobre(II) e prata elementar. Escreva as semirreações de oxidação e redução, e a reação total para o sistema.
- 4) Determine os números de oxidação dos elementos nos compostos e íons:

CO_2 , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$, CrO_4^{2-} , SO_2 , BiCl_3 , Sb_2O_5 , MnO_4^- , H_2O_2 , KIO_3 .

- 5) Escreva as semirreações de oxidação e redução para as reações totais indicadas abaixo. Balanceie todas as semirreações e reações totais.

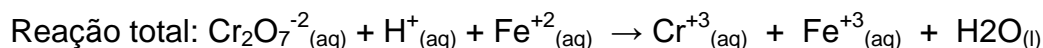
a. Semirreação de oxidação:

Semirreação de redução:



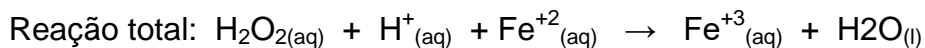
b. Semirreação de oxidação:

Semirreação de redução



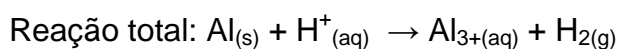
c. Semirreação de oxidação:

Semirreação de redução:



d. Semirreação de oxidação:

Semirreação de redução:



ANEXO: Potenciais padrão em 25 °C

2B POTENCIAIS PADRÃO EM 25°C

Potenciais na ordem eletroquímica

Semirreação de redução	E° (V)	Semirreação de redução	E° (V)
<i>Fortemente oxidantes</i>			
$\text{H}_4\text{XeO}_6 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{XeO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$	+3,0	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2^- + 2 \text{OH}^-$	+0,01
$\text{F}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{F}^-$	+2,87	$\text{Ti}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ti}^{3+}$	0,00
$\text{O}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+2,07	$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	0, por definição
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-}$	+2,05	$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,04
$\text{Ag}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^+$	+1,98	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{HO}_2^- + \text{OH}^-$	-0,08
$\text{Co}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Co}^{2+}$	+1,81	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,78	$\text{In}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{In}$	-0,14
$\text{Au}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	+1,69	$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
$\text{Pb}^{4+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}$	+1,67	$\text{AgI} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} + \text{I}^-$	-0,15
$2 \text{HClO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,63	$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	-0,23
$\text{Ce}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}$	+1,61	$\text{V}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{V}^{2+}$	-0,26
$2 \text{HBrO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,60	$\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Co}$	-0,28
$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,51	$\text{In}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{In}$	-0,34
$\text{Mn}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	+1,51	$\text{Tl}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Tl}$	-0,34
$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	+1,40	$\text{PbSO}_4 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,36
$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$	+1,36	$\text{Ti}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ti}^{2+}$	-0,37
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	+1,33	$\text{In}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{In}^+$	-0,40
$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{OH}^-$	+1,24	$\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd}$	-0,40
$\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,23	$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{2+}$	-0,41
$\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,23	$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{ClO}_4^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,23	$\text{In}^{3+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{In}^+$	-0,44
$\text{Pt}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pt}$	+1,20	$\text{S} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^-$	+1,09	$\text{In}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{In}^{2+}$	-0,49
$\text{Pu}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Pu}^{3+}$	+0,97	$\text{Ga}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ga}$	-0,53
$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,96	$\text{O}_2 + \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2^-$	-0,56
$2 \text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}$	+0,92	$\text{U}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{U}^{3+}$	-0,61
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2 \text{OH}^-$	+0,89	$\text{Se} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Se}^{2-}$	-0,67
$\text{Hg}_2^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$	+0,85	$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,74
$\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,80	$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	+0,80	$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd} + 2 \text{OH}^-$	-0,81
$\text{Hg}_2^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Hg}$	+0,79	$2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$	-0,83
$\text{AgF} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} + \text{F}^-$	+0,78	$\text{Te} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Te}^{2-}$	-0,84
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77	$\text{Cr}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,91
$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Br}^- + 2 \text{OH}^-$	+0,76	$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$	-1,18
$\text{MnO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$	+0,60	$\text{V}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{V}$	-1,19
$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56	$\text{Ti}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ti}$	-1,63
$\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-$	+0,54	$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{I}_3^- + 2 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{I}^-$	+0,53	$\text{U}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{U}$	-1,79
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,52	$\text{Be}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Be}$	-1,85
$\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,49	$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,36
$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-$	+0,40	$\text{Ce}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Ce}$	-2,48
$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 2 \text{OH}^-$	+0,36	$\text{La}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{La}$	-2,52
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34	$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	-2,71
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Hg} + 2 \text{Cl}^-$	+0,27	$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,87
$\text{AgCl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} + \text{Cl}^-$	+0,22	$\text{Sr}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sr}$	-2,89
$\text{Bi}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Bi}$	+0,20	$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ba}$	-2,91
$\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,17	$\text{Ra}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ra}$	-2,92
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+$	+0,15	$\text{Cs}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cs}$	-2,92
$\text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	+0,15	$\text{Rb}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Rb}$	-2,93
$\text{AgBr} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} + \text{Br}^-$	+0,07	$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,93
		$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3,05
		<i>Fortemente redutores</i>	

EXPERIMENTO 8: DETERMINAÇÃO DE CALOR DE REAÇÃO E DE CALOR DE SOLIDIFICAÇÃO

1. OBJETIVOS

- Compreender o funcionamento de um calorímetro.
- Comparar o calor liberado na combustão de uma vela com o calor envolvido na mudança de estado de uma substância (cera).
- Aplicar a Lei de Hess para o cálculo do calor de reação.

2. QUESTÕES DE ESTUDO

- Como medir o calor liberado a partir de uma determinada massa de vela?
- Na mudança de estado físico de líquido para sólido em uma vela, ocorre absorção ou liberação de calor? Como proceder experimentalmente para responder a esta pergunta?

3. INTRODUÇÃO

3.1. Calorimetria

As transformações químicas e físicas envolvem mudanças ou trocas de energia. Quando esta energia ocorre na forma de **calor**, utiliza-se a **calorimetria** para estudar as trocas de energia entre corpos ou sistemas. O calor é uma forma de energia transferida em consequência de uma diferença de temperatura e pode ser medido em um calorímetro, um recipiente com paredes isolantes que impede a troca de calor entre o calorímetro e o ambiente. Na Figura 1 estão ilustrados os componentes de um calorímetro, incluindo um termômetro para medir a variação da temperatura no interior do calorímetro.

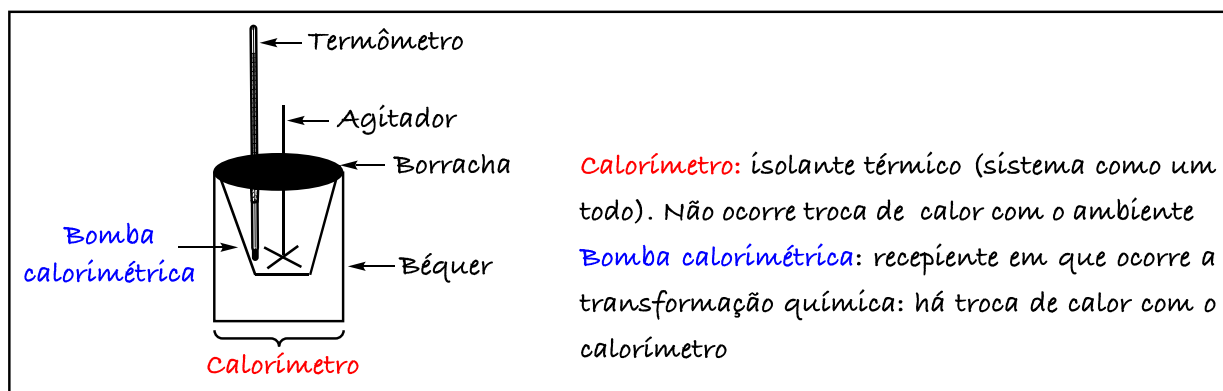


Figura 1. Representação dos componentes de um calorímetro.

A **quantidade de calor** transferida devido a uma diferença de temperatura depende da **quantidade e identidade do material** que ganha ou perde calor e da magnitude da **variação da temperatura**. Diretamente relacionado à identidade do material está o *calor específico* (c), que se refere à quantidade de calor (em calorias) necessária para elevar a temperatura de um grama (1,0 g) do material em um grau Celsius (1,0 °C). O *calor específico* pode ser medido em um calorímetro. Na **Tabela 1** são apresentados alguns materiais e seus respectivos calores específicos.

Tabela 1. Calor específico de alguns materiais.

Material	Calor específico (cal g ⁻¹ °C ⁻¹)
Pb	0,038
Sn	0,052
Ag	0,056
Cu	0,092
Zn	0,093
Fe	0,11
Vidro	0,12
NaCl	0,21
Al	0,22
Etanol	0,59
Água	1,00

(cal g⁻¹ °C⁻¹): caloria por grama por grau Celsius

Como $c_{\text{H}_2\text{O}} = 1,00 \text{ cal g}^{-1} \text{ °C}^{-1}$

É necessária **1,00 caloria** para **eleva** em **1,0 °C** a temperatura de **1,0 g** de água.

Comparando:

$c_{\text{H}_2\text{O}} = 1,00 \text{ cal g}^{-1} \text{ °C}^{-1}$ x $c_{\text{EtOH}} = 0,59 \text{ cal g}^{-1} \text{ °C}^{-1}$

H₂O absorve mais calor que EtOH: é necessário maior quantidade de água para elevar a sua temperatura.

Note que a unidade para calor específico é dada em *caloria por grama por grau Celsius* (cal g⁻¹ °C⁻¹), indicando que seria necessária uma caloria para elevar em 1,0 °C a temperatura de um grama de água. Portanto, uma pequena quantidade de água é capaz de absorver grande quantidade de calor, ou seja, resultando em pequena variação de temperatura na água. Por outro lado, para o ferro seriam necessárias apenas 0,11 calorias para elevar em 1,0 °C a temperatura de um grama desse metal.

Quando uma determinada massa de um material sofre uma variação de temperatura, o calor necessário para essa mudança térmica pode ser calculado por:

$$Q = m c \Delta T \begin{cases} Q = \text{calor envolvido no processo;} \\ m = \text{massa do material, em grama;} \\ c = \text{calor específico;} \\ \Delta T = \text{variação de temperatura (T}_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}) \end{cases}$$

Exemplo 1. Suponha que 20 g de água sejam aquecidos, de modo que a temperatura varie de 20 °C para 25 °C. Calcule o calor absorvido no processo.

$$Q = (20,0 \text{ g}) \times (1,00 \text{ cal g}^{-1} \text{ °C}^{-1}) \times (5,00 \text{ °C})$$

$$Q = 100,0 \text{ cal.}$$

Portanto, 100,0 cal seriam absorvidas pela massa de 20,0 g de água.

Pode-se determinar o *calor específico* de um metal pela adição de uma massa conhecida do metal, a uma determinada temperatura, a um calorímetro contendo uma quantidade conhecida de água. Considerando o *princípio da conservação da energia*, supõe-se que, a partir de um metal quente, todo o calor do metal será transferido para a água e, assim, enquanto a temperatura do metal diminui, a água terá a sua temperatura elevada. Para tanto, utiliza-se a seguinte relação:

$$\begin{aligned} Q_{\text{metal}} &= Q_{\text{água}} \\ (m.c.\Delta T)_{\text{metal}} &= (m.c.\Delta T)_{\text{água}} \\ c_{\text{metal}} &= \frac{(m.c.\Delta T)_{\text{água}}}{(m.\Delta T)_{\text{metal}}} \end{aligned}$$

Embora medidas efetuadas desta forma estejam sujeitas a conter erros relativos à medida propriamente dita, ao método, ao equipamento e ao operador, utiliza-se este procedimento no laboratório. Partindo-se de uma hipótese otimista, tenta-se minimizar os erros (principalmente ao relacionado ao operador do experimento) para posteriormente comparar os dados obtidos experimentalmente com os dados previstos inicialmente.

Exemplo 2. Aqueceu-se 50,03 g de um metal até 100,0 °C, misturando-os em seguida com 40,11 g de água a 21,5 °C. A temperatura final do sistema (metal + água) do experimento atingiu 30,6 °C. Identifique o metal.

$$Q_{\text{água}} = (40,11 \text{ g}) \times (1,00 \text{ cal g}^{-1} \text{ °C}^{-1}) \times (30,6 - 21,5 \text{ °C})$$

$$Q_{\text{água}} = 365,0 \text{ cal}$$

Considerando que o calor perdido pelo metal é igual ao calor recebido pela água, temos:

$$c_{\text{metal}} = (365,0 \text{ cal}) / (50,03 \text{ g}) \times (100,0 - 30,6 \text{ }^{\circ}\text{C})$$

$$c_{\text{metal}} = 0,105 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1} \approx \text{Ferro}$$

Na **Figura 2** é representado um calorímetro rústico, que consiste em uma lata pequena com água e uma lata maior usada como suporte e para minimizar a perda de calor pelo movimento do ar.

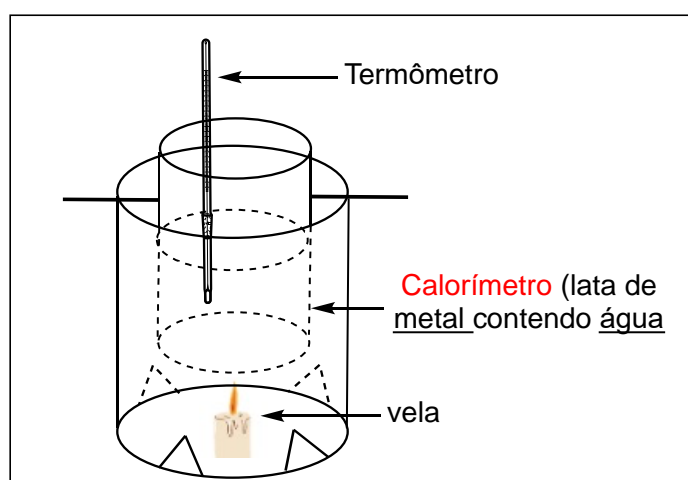


Figura 2. Representação da montagem de um calorímetro alternativo.

3.2. Entalpia

As transferências de calor a pressão constante, tal como a pressão atmosférica (1 atm), podem ser obtidas pela entalpia (H), que é uma função de estado e denota a quantidade de energia envolvida em um processo. A origem desta energia é obtida pela variação da entalpia (ΔH), calculada por:

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V \quad \left\{ \begin{array}{l} \Delta U: \text{variação da energia interna} \\ \Delta V: \text{variação do volume} \\ p: \text{pressão} \end{array} \right.$$

A partir da primeira lei da termodinâmica temos que:

$$\Delta U = q + w \quad \left\{ \begin{array}{l} q: \text{energia fornecida na forma de calor} \\ w: \text{energia fornecida como trabalho} \end{array} \right.$$

Logo,

$$\Delta H = q + w + p\Delta V$$

Se o sistema só puder executar trabalho de expansão ($w = -p_{\text{ext}} \Delta V$), então teremos:

$$\Delta H = q (-p_{\text{ext}}) \Delta V + p\Delta V$$

A maioria das reações químicas ocorre à pressão constante, em reatores abertos. Nestas situações, a pressão é igual à pressão atmosférica ($p = p_{\text{ext}}$) e o calor (q) que elas fornecem ou utilizam pode ser igualado à variação de entalpia do sistema:

$$\Delta H = q (-p_{\text{ext}}) \Delta V + p_{\text{ext}} \Delta V$$

$$\Delta H = q$$

$\Delta H > 0$: processo **endotérmico** (**absorve** calor do sistema)

$\Delta H < 0$: processo **exotérmico** (**libera** calor para sistema)

Obs.: A unidade SI para calor é J (joules), logo a variação da entalpia será obtida em J. Para facilitar as operações matemáticas costuma-se transformar a unidade joules (J) em quilojoules (kJ).

3.3. Entalpia padrão de reação

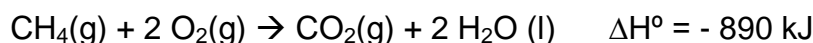
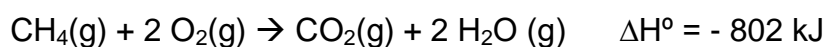
Todas as reações químicas são acompanhadas por transferência de energia na forma de calor. O calor liberado ou absorvido depende do estado físico dos reagentes e produtos e das condições sob as quais a reação ocorre. A ΔH obtida sob **condições controladas** é chamada de **entalpia padrão de reação** (ΔH°_r), ou **entalpia padrão de formação** (ΔH°_f), sendo os valores tabelados e disponíveis na literatura (**Tabela 2**).

Tabela 2: Valores de entalpia padrão de formação à 25°C para diferentes substâncias.

Substância	ΔH°_f (kJ mol ⁻¹)	Substância	ΔH°_f (kJ mol ⁻¹)
CH ₄ (g)	-74,8	H ₂ O ₂ (l)	-187,6
CH ₃ OH (l)	-239,0	H ₂ S (g)	-20,6
C ₂ H ₂ (g)	+226,0	H ₂ SO ₄ (l)	-814,0
C ₂ H ₄ (g)	+52,3	NH ₃ (g)	-46,1
C ₂ H ₆ (g)	-84,6	NaCl (s)	-412,1

CO (g)	-110,5	Na ₂ O (s)	-415,9
CO ₂ (g)	-393,5	O ₃ (g)	+143,0
HCl (g)	-92,3	SO ₂ (g)	-296,8
H ₂ O (g)	-241,8	NH ₄ Cl (s)	-314,4
H ₂ O (l)	-285,8	SO ₃ (g)	-395,7

Por exemplo, ao descrever a combustão do metano podemos escrever duas equações termoquímicas diferentes, com conjuntos de produtos e valores de entalpia padrão de reação diferentes:



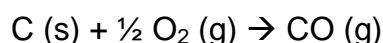
3.4. Lei de Hess

Considerando que a entalpia é uma função de estado, o ΔH é independente do caminho entre os estados inicial e final. Neste contexto, aplica-se a Lei de Hess, a qual estabelece que a ΔH para uma reação pode ser escrita como a diferença entre a entalpia dos produtos e dos reagentes. O calor de reação é igual à soma dos calores de formação dos produtos menos a soma dos calores de formação dos reagentes:

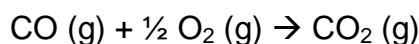
$$\Delta H^\circ_{\text{reação}} = \Sigma(\Delta H^\circ_{\text{f}})_{\text{produtos}} - \Sigma(\Delta H^\circ_{\text{f}})_{\text{reagentes}}$$

A Lei de Hess também afirma que a entalpia total da reação é a soma das entalpias de reação das etapas em que a reação pode ser dividida. Por exemplo, a oxidação do carbono na forma de grafite (C_(s)) para dióxido de carbono (CO_{2(g)}) pode ser imaginada em duas etapas:

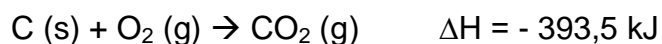
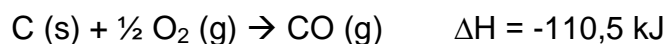
Iniciando pela oxidação do carbono a monóxido de carbono:



e posteriormente a oxidação do monóxido de carbono a dióxido de carbono:



Este processo em duas etapas é um exemplo de uma sequência de reações, em que os produtos de uma etapa são os reagentes da etapa seguinte. A equação da reação total é a soma das equações das etapas intermediárias:



Neste experimento será possível comparar o valor do calor liberado em uma reação química de oxirredução (na combustão de uma vela), com o valor do calor liberado em um processo físico (na solidificação da cera de uma vela) no calorímetro alternativo.

O calor liberado na reação química provém do balanço energético entre a ruptura de ligações químicas intramoleculares (ligações entre átomos na molécula) nos reagentes e a formação de novas ligações, no produto da reação. **Para o rompimento de ligações químicas, as moléculas absorvem energia, mas, com a formação de ligações há liberação de energia.** Se o saldo na reação for à liberação de calor para o meio ambiente, temos uma reação exotérmica ($\Delta H < 0$), caso contrário, será endotérmica ($\Delta H > 0$). Por outro lado, o calor envolvido em um processo de mudança de estado físico está relacionado com mudanças nas ligações intermoleculares (entre moléculas) e nesse caso, a solidificação da cera líquida de uma vela também deverá liberar calor.

4. PARTE EXPERIMENTAL

Na primeira parte do experimento será determinado o calor de combustão da vela (o calorímetro será uma lata) e na segunda parte será determinado o calor de solidificação da cera da vela (o calorímetro será um béquer).

Obs.: Considere que o calor liberado nesses processos será transferido para a água no calorímetro, aumentando a sua temperatura. Entretanto, uma parte do calor se dissipa para o ambiente, levando a um erro experimental e isso deverá ser discutido.

4.1. Materiais

- Vela com suporte
- Calorímetro de lata
- Béquer
- Termômetro
- Tubo de ensaio com cera
- Termômetro

4.2. Calor de Combustão da Vela

- a. Pese a vela com o suporte, a lata vazia e a lata preenchida com água até cerca de 2/3 do seu volume (pode ser água da torneira, não precisa ser deionizada).

Massa da vela com o suporte: _____ g

Massa da lata vazia: _____ g

Massa da lata com água: _____ g

Obs.: Utilize sempre a mesma balança.

- b. 2. Monte o calorímetro de lata, conforme Figura 2, e meça a temperatura da água.

Temperatura da água antes do aquecimento: _____ °C

- c. Acenda a vela e deixe aquecer a água do calorímetro (a lata pequena) durante +/- 5 minutos. Em seguida, apague a vela cuidadosamente para não perder massa. Agite a água, vagarosamente, com o termômetro, até que a temperatura permaneça constante. Anote a temperatura mais alta que o termômetro marcar e pese novamente a vela com o suporte, de forma a obter a massa de cera utilizada na reação de combustão.

Massa da vela com suporte depois de queimar: _____ g

Temperatura da água depois do aquecimento: _____ °C

Massa da vela utilizada na reação de combustão: _____ g

4.3. Calor de solidificação da vela

O calor liberado durante a solidificação da vela será transferido para a água do béquer aumentando a temperatura da mesma.

- a. Pese o tubo de ensaio com a cera, com precisão de 0,01 g. A massa do tubo de ensaio vazio deverá estar anotada no próprio tubo.

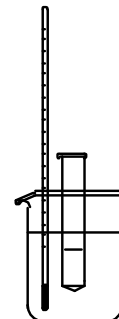
Massa do tubo de ensaio com cera: _____ g

Massa da cera: _____ g

- b. Coloque o tubo de ensaio contendo a cera dentro de um suporte adequado acomodado em banho de água sob aquecimento. Este é um procedimento de aquecimento indireto, ou seja, aquece-se a água que irá

transferir calor para a cera, denominado *banho-maria*. Portanto, o objetivo desta etapa é fundir a cera da vela, preparando-a para o próximo passo.

- c. Pese um béquer vazio com precisão de 0,01 g. Esse béquer será o calorímetro utilizado nesta parte do experimento. Coloque água suficiente para cobrir a cera contida no tubo de ensaio, conforme ilustrado na Figura 3. Meça a temperatura da água e pese o béquer com a água.



Massa do béquer vazio: _____ g

Massa do béquer com água: _____ g

Massa da água: _____ g

Temperatura da água antes do aquecimento: _____ °C

Figura 3. Montagem do calorímetro no béquer.

Retire o tubo de ensaio com a cera líquida do banho-maria, seque-o com papel toalha e espere os primeiros sinais de solidificação aparecerem (aparecimento de manchas opacas). Quando isso acontecer, coloque-o rapidamente no béquer (que serve de calorímetro), agitando levemente a água com o próprio tubo de ensaio até notar que a temperatura parou de subir. Anote a temperatura.

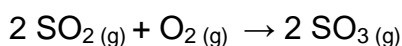
Temperatura da água depois do aquecimento: _____ °C

Questões:

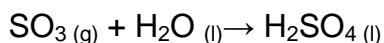
1. Considerando o *calor específico* da lata, $c = 0,10 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$ e que o calor liberado pela combustão da vela é totalmente absorvido pela água e pela lata, calcule a quantidade total de calor liberado nesta reação. Expresse o resultado em kJ/g (sabendo que $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ Joule}$) e em kJ/mol (considere como cera a substância $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$). Expresse o resultado em variação da entalpia de combustão, $\Delta H_{\text{combustão}}$ (em que $\Delta H = -$ calor liberado a pressão constante, que foi o caso dessa experiência). Compare o resultado obtido com o valor publicado na literatura ($\Delta H_{\text{combustão}} = -14800 \text{ kJ/mol}$) e comente em seu relatório e/ou discuta em aula.
2. Apresente os dados e os cálculos para o valor do $\Delta H_{\text{solidificação}}$ da cera (considere como cera a substância $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$) da vela em kJ/g e em kJ/mol. Compare o valor obtido para o $\Delta H_{\text{solidificação}}$ com o valor para o $\Delta H_{\text{combustão}}$ da cera da vela e discuta os seus resultados.

5. PRÉ-LABORATÓRIO

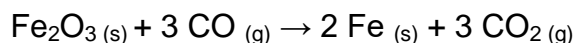
- a. Dadas duas amostras de etanol e água, com massas iguais. Qual dos dois líquidos irá absorver mais calor? Por quê?
- b. Calcule ΔH° para a combustão do acetileno, C_2H_2 a $25^\circ C$. Para isso, admita que são formados CO_2 gasoso e H_2O líquido, e utilize os valores de entalpia padrão de formação da Tabela 2.
- c. O dióxido de enxofre (SO_2) é um gás poluente presente em regiões industriais. Ele pode ser removido e oxidado a trióxido de enxofre (anidrido sulfúrico, SO_3) que tem importância comercial. Calcule a ΔH° por mol para a reação de SO_2 com O_2 (g):



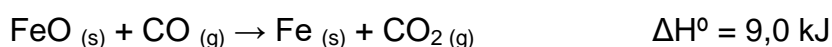
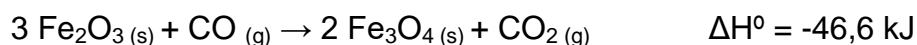
- d. Calcule ΔH° a $25^\circ C$ da reação de 39,2 g de SO_3 com quantidade suficiente de água:



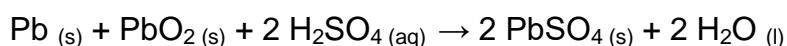
- e. A reação abaixo ocorre no processo de redução do ferro na produção de aço em alto-forno, em siderurgias:



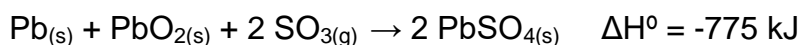
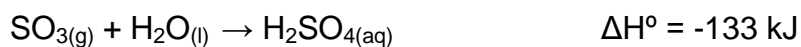
Determine ΔH° para esta reação a 298 K, dados os valores de ΔH° para as reações:



- f. A reação que ocorre durante a descarga de uma bateria típica de automóvel é:



Determine o ΔH° para a reação utilizando a seguinte informação:



- g. A combustão de 1,048 g de benzeno, $C_6H_{6(l)}$, em uma bomba calorimétrica submersa em 826 g de água, aumentou a temperatura da água de 23,64 °C para 33,70 °C. O equivalente em água do calorímetro é 216,00 g de água.
- Escreva a equação balanceada para a reação de combustão. Assuma que os únicos produtos formados são $CO_{2(g)}$ e $H_2O_{(l)}$.
 - Calcule o calor de combustão do benzeno em kcal/g, kcal/mol, kJ/g e kJ/mol.
- h. Nessa experiência você usa um calorímetro bem simples. Os resultados que você obterá serão maiores ou menores do que se utilizasse um calorímetro comercial? Por quê?

6. CURIOSIDADES

Calorias, Alimentos, Combustível e Relações de Energia

Os alimentos que ingerimos em nossa dieta diária também são fontes de energia para o nosso corpo e, em calorímetros similares ao deste experimento, foi possível calcular o valor médio de calorias por gramas que cada macronutriente fornece ao nosso organismo quando metabolizado:

Macronutriente	Energia
Carboidratos	4,0 kcal/g
Lipídeos	9,0 kcal/g
Proteínas	4,0 kcal/g
Álcool*	7,0 kcal/g

*Álcool não é um macronutriente

Assim, conhecendo a composição do alimento, por exemplo, é possível calcular a quantidade energética deste, conforme apresentado na tabela abaixo para três alimentos.

Alimento (100 g)	Massa de macronutriente (g)			Total (kcal/g)
	Carboidrato	Gordura	Proteína	
Espaguete cozido	30,0	0,5	5,0	144,5
Ovo de galinha	1,2	11,1	12,1	153,1
Bacon defumado	0	100	0	900

Note que apesar de estar considerando 100 g de cada alimento, no caso do espaguete e do ovo, a soma dos macronutrientes é < 100 g. Isso ocorre porque o resto da massa é composto por água e fibras presentes no alimento.

EXPERIMENTO 9: PREPARO DE SOLUÇÕES

1. OBJETIVOS

- Efetuar os cálculos para determinar a quantidade (volume ou massa) de reagentes necessários para preparar soluções aquosas de ácidos ou de bases.
- Preparar soluções aquosas de ácido e base a partir de um reagente sólido ou líquido.

2. QUESTÕES DE ESTUDO

- O que é uma solução?
- O que representa a grandeza “título” para uma solução?
- O que é concentração molar? E concentração comum?
- Como relacionar a densidade de uma solução com a sua concentração?

3. INTRODUÇÃO

3.1. Soluções: conceito, classificações e unidades de concentração

Soluções, ou misturas homogêneas, podem ser sólidas, líquidas ou gasosas. Para uma mistura binária, a substância presente em maior quantidade é denominada *solvente* e aquela em menor quantidade é considerada o *soluto*.

Uma solução que apresenta a capacidade de conduzir eletricidade é classificada como eletrolítica ou iônica e uma solução que não conduz eletricidade é denominada não eletrolítica ou molecular. Como exemplo de solução iônica, pode-se considerar a solução obtida pela dissolução de cloreto de sódio em água, em que os íons $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ e $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ são os responsáveis pela condução de eletricidade. Por outro lado, a dissolução de açúcar (*sacarose*, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) em água é do tipo molecular e não é capaz de conduzir eletricidade, pois as moléculas dissolvidas não apresentam cargas.

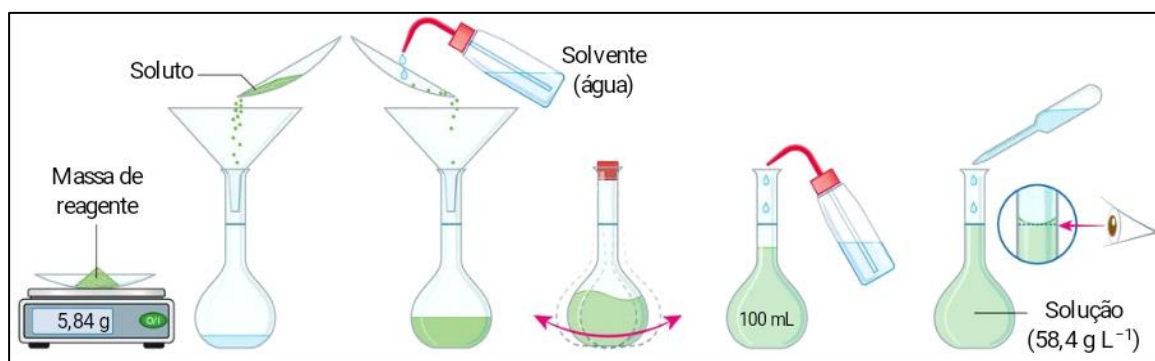
A razão entre a massa do soluto e o volume da solução corresponde à concentração da solução. Dentre as várias unidades de concentração de soluções, destacam-se a *concentração simples* (g L^{-1}), a *molaridade* (mol L^{-1}) e o *título* (adimensional ou %).

3.1.1. Concentração comum ou simples

Concentração (C) é definida como a razão entre a *massa do soluto*, expressa em gramas (g), e o *volume da solução*, expresso em litro (L). Note que litro é simbolizado pela letra maiúscula L.

$$C = \frac{m_{\text{solute}}(\text{g})}{V_{\text{solução}}(\text{L})} \quad (\text{Equação 1})$$

Exemplo: Considerando que 100,0 mL (0,100 L) de solução contém 5,84 g de um soluto dissolvido, sua concentração é $58,4 \text{ g L}^{-1}$.



3.1.2. Molaridade ou concentração molar

Molaridade (M) é definida como a razão entre o *número de mols do soluto* (n) por *volume de solução* (expresso em litro).

$$M = \frac{n_{\text{solute}}(\text{mol})}{V_{\text{solução}}(\text{L})} \quad (\text{Equação 2})$$

Exemplo: Ao dissolver 58,4 g de cloreto de sódio (ou seja, 1 mol de NaCl) em água para se obter 1 L de solução, escreve-se a concentração da solução como 1 mol L^{-1} . Se a massa de NaCl fosse igual a 29,2 g para o mesmo volume de solução a molaridade dessa solução seria igual a $0,5 \text{ mol L}^{-1}$.

$$\rightarrow \text{Lembre-se } MM_{\text{NaCl}} = 58,4 \text{ g mol}^{-1}$$

O número de mols do soluto (n) pode ser obtido por uma *regra de três*:

$$\begin{array}{l} 58,4 \text{ g de NaCl} \quad - \quad 1 \text{ mol de NaCl} \\ 29,2 \text{ g de NaCl} \quad - \quad n \text{ mol de NaCl} \end{array} \quad \therefore \quad \begin{array}{l} n = 29,2 \text{ g mol} / 58,4 \text{ g} \\ n = 0,5 \text{ mol} \end{array}$$

Ou calculado a partir da seguinte fórmula:

$$n = \frac{m_{\text{solute}}(\text{g})}{MM_{\text{solute}}(\text{g mol}^{-1})} \quad (\text{Equação 3})$$

Onde: **MM** significa a *massa molar do soluto*.

Substituindo a equação (3) na definição de molaridade (equação 2), tem-se:

$$M = \frac{\frac{m_{\text{soluto}}}{MM_{\text{soluto}}}}{V_{\text{solução}}} \rightarrow M = \frac{m_{\text{soluto}}}{MM_{\text{soluto}} \cdot V_{\text{solução}}} \quad (\text{Equação 4})$$

3.1.3. Título

Define-se *título* (τ) como a razão entre a *massa do soluto* e a *massa da solução*, expressas em grama (Equação 5). A massa da solução é igual à soma da massa do soluto com a massa do solvente. O título é adimensional, variando de 0 (zero) a 1 (um). Ou ainda, pode ser apresentado na forma de porcentagem (Equação 6), variando de 0 a 100%, conhecido também como “porcentagem em massa”.

$$\tau = \frac{m_{\text{soluto}}(g)}{m_{\text{solução}}(g)} \quad (\text{Equação 5})$$

$$\tau_{\%} = \frac{m_{\text{soluto}}(g)}{m_{\text{solução}}(g)} \times 100 \quad (\text{Equação 6})$$

Exemplos:

- HCl 36,5% (m/m): Em 100 g de solução existem 36,5 g do soluto HCl.
- H₂SO₄ 95,0% (m/m): Em 100 g de solução existem 95,0 g do soluto H₂SO₄.

O *título* pode ser relacionado com concentração simples, densidade e molaridade, através da seguinte fórmula:

$$C = \tau \cdot d \cdot 1000 \quad \text{ou} \quad C = \tau_{\%} \cdot d \cdot 10 \quad (\text{Equação 7})$$

Sendo:

$$M = \frac{C}{MM} \quad \therefore \quad M = \frac{\tau_{\%} \cdot d \cdot 10}{MM} \quad (\text{Equação 8})$$

Exemplo: Uma solução concentrada de ácido clorídrico (HCl) comercial apresenta as seguintes informações no rótulo do frasco: $\tau_{\%} = 37,0\%$, $d = 1,18 \text{ g mL}^{-1}$ e $MM = 36,5 \text{ g mol}^{-1}$. Qual a concentração molar (molaridade) desta solução?

$$C = (37,0\%) \times (1,18 \text{ g mL}^{-1}) \times (10)$$

$$C = 436,6 \text{ g L}^{-1}$$

$$M = 436,6 \text{ g L}^{-1} / 36,5 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M = 11,96 \text{ mol L}^{-1} \approx 12 \text{ mol L}^{-1}$$

Note que os cálculos poderiam também ser realizados empregando apenas *regras de três* simples.

Além do *título*, outras concentrações em porcentagem (%) são bastante utilizadas, relacionando a massa ou volume do soluto com a massa ou volume da solução. Veja alguns exemplos:

- 10 % (m/m): 10 g de soluto em 100 g de solução
- 10 % (m/v): 10 g de soluto em 100 mL de solução
- 10 % (v/v): 10 mL de soluto em 100 mL de solução

3.2. Diluição de soluções

Muitas vezes é necessário preparar uma solução de menor concentração a partir de outra solução mais concentrada. Este procedimento é chamado de *diluição da solução*, e consiste em diminuir a concentração de uma solução com a adição de solvente (água, no caso de soluções aquosas).

Sabendo que: $M_{\text{solução}} = \frac{n_{\text{soluto}}(\text{mol})}{V_{\text{solução}}(\text{L})}$, então:

$$n_{\text{soluto}}(\text{mol}) = M_{\text{solução}}(\text{mol L}^{-1}) \cdot V_{\text{solução}}(\text{L}) \quad (\text{Equação 9})$$

Considerando que a adição do solvente não altera o número de mols do soluto (n) na solução, portanto antes da diluição (solução inicial ou concentrada) e depois da diluição (solução final ou diluída), tem-se o mesmo número de mols de soluto:

$$n_{\text{inicial}} = n_{\text{final}}$$

$$M_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = M_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}} \quad (\text{Equação 10})$$

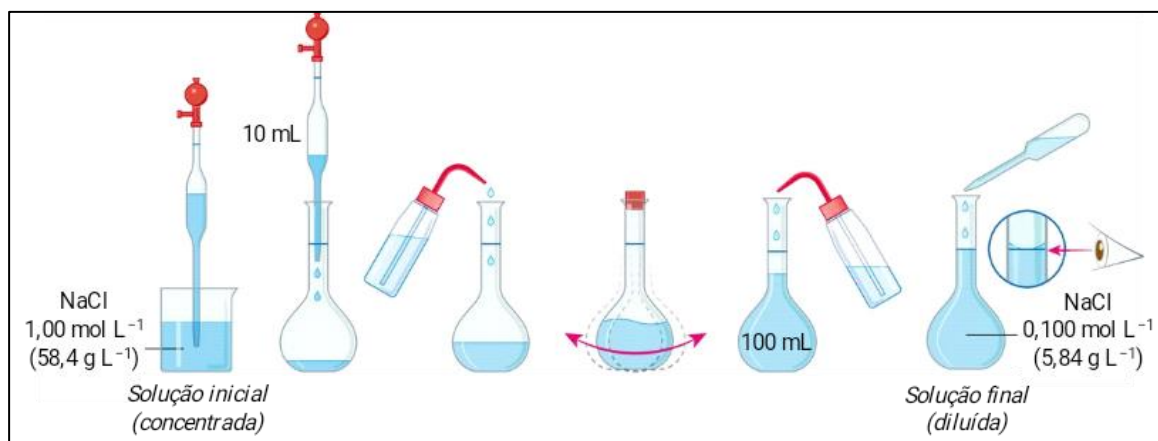
$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

Esta relação também é válida para a concentração:

$$C_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = C_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}} \quad (\text{Equação 11})$$

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

Exemplo: Uma solução estoque (concentrada) de NaCl $1,00 \text{ mol L}^{-1}$ (ou $58,4 \text{ g L}^{-1}$) foi diluída para obter-se uma solução de concentração 10 vezes menor. Para isso, $10,0 \text{ mL}$ da solução estoque foram transferidos para um balão volumétrico de $100,0 \text{ mL}$, completou-se até o menisco com água deionizada e agitou-se para homogeneização. Logo, a solução diluída obtida tem molaridade $0,100 \text{ mol L}^{-1}$ ou concentração de $5,84 \text{ g L}^{-1}$.



$$M_{inicial} \cdot V_{inicial} = M_{final} \cdot V_{final}$$

$$1,00 \text{ mol L}^{-1} \times 10,0 \text{ mL} = M_{final} \times 100,0 \text{ mL}$$

$$M_{final} = 0,100 \text{ mol L}^{-1}$$

Exemplo: Qual é o volume de uma solução concentrada de HCl ($11,96 \text{ mol L}^{-1}$) necessário para preparar $100,0 \text{ mL}$ de uma solução aquosa $1,00 \text{ mol L}^{-1}$ deste ácido?

$$M_{concentrada} \cdot V_{concentrada} = M_{diluída} \cdot V_{diluída}$$

$$11,96 \text{ mol L}^{-1} \times V_{concentrada} = 1,00 \text{ mol L}^{-1} \times 100,0 \text{ mL}$$

$$V_{concentrada} = 8,36 \text{ mL}$$

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

4.1. Materiais

- Balão volumétrico
- Béquer
- Pipeta graduada
- Bastão de vidro
- NaOH
- HCl
- Ácido oxálico
- Vinagre comercial

4.2. Preparo das soluções

Cada equipe irá preparar as soluções aquosas descritas a seguir, que serão utilizadas no experimento da próxima semana (titulação ácido-base).

4.2.1. Solução de hidróxido de sódio (NaOH) 0,100 mol L⁻¹

- Calcule a massa de NaOH necessária para preparar 250 mL de uma solução 0,100 mol L⁻¹.

Massa de NaOH calculada: _____

Massa de NaOH pesada: _____

- Transfira para um béquer a quantidade de NaOH prevista no cálculo e adicione cerca de 100 mL de água deionizada ao béquer. Com a ajuda de um bastão de vidro, agite a mistura e transfira a solução para o balão volumétrico. Adicione cerca de 10 mL de água deionizada ao béquer e novamente transfira a solução para o balão volumétrico. Proceda do mesmo modo com mais três porções de 10 mL de água deionizada. Finalmente, complete o balão volumétrico com água deionizada até a marca do menisco.
- Transfira a solução para um frasco plástico com tampa e rotule o frasco.

4.2.2. Solução de ácido oxálico (H₂C₂O₄) 0,0500 mol L⁻¹

- Calcule a massa necessária de H₂C₂O₄.2H₂O para preparar 50,0 mL de uma solução 0,0500 mol L⁻¹. Essa será a **solução padrão** (de concentração exatamente conhecida) que será utilizada para padronização da solução de hidróxido de sódio, empregando-se uma titulação ácido-base na presença do indicador fenolftaleína.

Massa de H₂C₂O₄.2H₂O calculada: _____

Massa de H₂C₂O₄.2H₂O pesada: _____

- Transfira a quantidade de H₂C₂O₄.2H₂O prevista no cálculo para um béquer. *Caso a massa transferida tenha sido maior ou menor do valor calculado, anote exatamente a massa e recalcule a molaridade da solução final, pois esta concentração será de extrema importância nas titulações da próxima semana.* Em seguida, adicione cerca de 10 mL de água deionizada ao béquer. Com a ajuda de um bastão de vidro, agite a mistura e transfira a

solução para o balão volumétrico. Adicione cerca de 10 mL de água deionizada ao béquer e novamente transfira a solução para o balão volumétrico. Proceda do mesmo modo com mais três porções de 10 mL de água deionizada. Finalmente, complete o balão volumétrico com água deionizada até a marca do menisco.

- Transfira a solução para um frasco com tampa e rotule o frasco.

4.2.3. Solução de ácido clorídrico (HCl) 0,100 mol L⁻¹

- Calcule o volume necessário de HCl para preparar 50,0 mL de uma solução 0,100 mol L⁻¹.

Volume de HCl: _____

- Transfira para um béquer cerca de 10 mL de água deionizada e adicione lentamente a quantidade de HCl prevista no cálculo. Com a ajuda de um bastão de vidro, agite a mistura e transfira a solução para o balão volumétrico. Proceda do mesmo modo com mais três porções de 10 mL de água deionizada. Finalmente, complete o balão volumétrico com água deionizada até a marca do menisco.
- Transfira a solução para um frasco com tampa e rotule o frasco.

4.2.4. Preparo da amostra de vinagre comercial (diluição da amostra)

- Para a diluição da amostra de vinagre comercial, com auxílio de uma *pipeta volumétrica*, transfira 10,0 mL de vinagre para um *balão volumétrico* de 100,0 mL e complete com água deionizada até a marca do menisco do balão. Tome cuidado para não ultrapassar o menisco, pois caso contrário a diluição será maior do que a desejada.
- Transfira a solução para um frasco com tampa e rotule o frasco.



ATENÇÃO!

1. Devido ao NaOH ser higroscópico (absorve água), a pesagem deverá ser rápida.
2. Jamais adicione água sobre uma solução concentrada de ácido; sempre adicione o ácido concentrado sobre a água.
3. Se ocorrer algum acidente, comunique imediatamente ao professor ou responsável.
4. Soluções de ácido e base concentradas são corrosivas, evite contato com a pele. Em caso de acidente com ácido e base concentrados, proceda da seguinte maneira:
 - a. Contato com a pele: Lavar a região atingida imediatamente com bastante água, durante cinco minutos. Tratar com solução de ácido acético 1% caso o acidente seja com base, ou com solução saturada de bicarbonato de sódio, caso seja com ácido. Lavar novamente com água.
 - b. Contato com os olhos: Lavar os olhos nos lavadores acoplados aos chuveiros de emergência durante quinze minutos, após o que se aplica solução de ácido bórico 1%, caso o acidente seja com base, ou com solução de bicarbonato de sódio a 1%, caso seja com base.

5. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Qual é a massa de ácido oxálico dihidratado ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) necessária para o preparo de 50,0 mL de solução aquosa de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ $0,0500 \text{ mol L}^{-1}$?
2. Qual a massa (g) de hidróxido de sódio necessária para preparar 100,0 mL de uma solução aquosa de NaOH $0,100 \text{ mol L}^{-1}$? (Dados do rótulo: 97,0%; MM = $40,0 \text{ g mol}^{-1}$).
3. Qual o volume (mL) de ácido acético necessário para preparar 100,0 mL de uma solução de CH_3COOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$? (Dados do rótulo: 99,5%; $d = 1,05 \text{ g mL}^{-1}$; MM = $60,05 \text{ g mol}^{-1}$).
4. Qual o volume (mL) de HCl necessário para preparar 250,0 mL de uma solução de HCl $0,150 \text{ mol L}^{-1}$? (Dados do rótulo: 36,5%; $d = 1,18 \text{ g mL}^{-1}$; MM = $36,5 \text{ g mol}^{-1}$).

5. Uma solução de HCl $0,500 \text{ mol L}^{-1}$ deve ser preparada a partir da diluição de uma solução de HCl $5,00 \text{ mol L}^{-1}$. Qual o volume (mL) da solução de HCl $5,00 \text{ mol L}^{-1}$ deve ser transferido para um balão volumétrico para preparar $100,0 \text{ mL}$ de uma solução de HCl $0,500 \text{ mol L}^{-1}$?
6. Calcule a concentração (em mol L^{-1} e g L^{-1}) de cada uma das seguintes soluções:
- 0,195 g de colesterol ($\text{C}_{27}\text{H}_{46}\text{O}$) em $0,100 \text{ L}$ de soro sanguíneo. (Esta é a concentração média de colesterol no soro humano).
 - 0,029 g de iodo (I_2) em $100,0 \text{ mL}$ de solução. (Esta é a solubilidade do I_2 em água a 20°C).
 - 0,90 g de cloreto de sódio (NaCl) em $100,0 \text{ mL}$ de água (Concentração do soro fisiológico).

EXPERIMENTO 10: TITULAÇÕES ÁCIDO-BASE

1. OBJETIVOS

- Realizar titulações ácido-base para:
 - Padronizar uma solução de hidróxido de sódio (com padrão primário);
 - Padronizar uma solução de ácido clorídrico (com padrão secundário);
 - Determinar a acidez de uma amostra de vinagre (expressar em porcentagem de ácido acético);
 - Determinar a massa molar de um ácido orgânico (ácido benzóico).
- Efetuar os cálculos estequiométricos para determinar as quantidades de cada espécie titulada.

2. QUESTÕES DE ESTUDO

- O que é uma titulação ácido-base (ou volumetria de neutralização)? Qual é a sua aplicação prática?
- Em uma titulação, defina “titulante”, “titulado” e “analito”.
- Por que é comumente necessário realizar a padronização de soluções titulantes?
- O que é um padrão primário? E o que é um padrão secundário?
- O que são indicadores ácido-base? Qual é a sua função em titulações ácido-base?

3. INTRODUÇÃO

3.1. Titulação ácido-base

Em diversas situações, faz-se necessário conhecer com exatidão a concentração de solutos em soluções aquosas, tais como ácidos e bases, por exemplo. Para tal, é utilizada a técnica de **titulometria** ou **volumetria**, uma análise quantitativa utilizada para determinar a concentração de um ou mais analitos em uma solução. Mais conhecida como **titulação**, esta análise permite determinar a concentração de determinado soluto em uma solução, empregando outra solução de concentração conhecida, chamada de **solução padrão**.

Existem vários tipos de titulação, sendo que a mais conhecida é a **titulação ácido-base** ou **volumetria de neutralização**, subdividida em: **acidimetria**

(determinação da concentração de ácido) e **alcalimetria** (determinação da concentração de base).

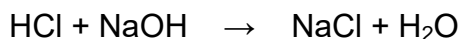
Nesta aula serão realizadas **titulações ácido-base, reações entre um ácido e uma base** (reações de neutralização), na presença de um **indicador ácido-base**, que é responsável por indicar o momento em que ocorre a **neutralização completa** do ácido ou base que se está titulando, ou seja, o **ponto final da titulação**.

Para realizar uma titulação ácido-base precisamos ter:

- Uma solução padrão, cuja *concentração é conhecida*;
- Um indicador ácido-base;
- Uma solução com concentração desconhecida - ***solução problema***.

O ponto em que uma solução ácida é neutralizada por uma solução básica, ou vice-versa, é denominado de **ponto de equivalência**, em que o número de íons H^+ é equivalente ao número de íons OH^- . Assim, a volumetria de neutralização é um método de análise que se baseia na reação entre os íons H^+ e OH^- , formando água.

Considere, por exemplo, a reação entre um ácido forte e uma base forte:

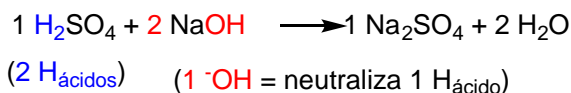


Tem-se no equilíbrio que 1 mol de HCl reagiu com 1 mol de NaOH, ou seja:

No ponto de equivalência:	$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}}$
	Como $n = M \times V$, logo:
	$M_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = M_{\text{base}} \times V_{\text{base}}$

Além disso, **a estequiometria da reação deve ser considerada**.

Exemplo 1: Para a reação de neutralização do ácido sulfúrico com hidróxido de sódio:



Para uma neutralização completa, são necessários dois mols de NaOH para cada mol de H₂SO₄.

Logo:

$$n_{(\text{NaOH})} = M_{(\text{NaOH})} \times V_{(\text{NaOH})}$$

$$n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} \times V_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

Assim, sabendo que 2 mols de NaOH reagem com 1 mol de H₂SO₄, teremos que o nº de mols de NaOH deverá ser igual a duas vezes o número de mols de H₂SO₄:

Ao igualar o nº de mols teremos que considerar a estequiometria da reação total.

$$n_{(\text{NaOH})} = 2 n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

Logo, a molaridade do NaOH deverá ser duas vezes maior que a de H₂SO₄:

$$M_{(\text{NaOH})} \times V_{(\text{NaOH})} = 2 M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} \times V_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

É possível ainda utilizar regra de três para estes cálculos:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 & \text{----} & 2 \text{ mol NaOH} \\ n_{\text{H}_2\text{SO}_4} & \text{----} & n_{\text{NaOH}} \end{array}$$

Fazendo multiplicação cruzada:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 & \text{---} & 2 \text{ mol NaOH} \\ n_{\text{H}_2\text{SO}_4} & \text{---} & n_{\text{NaOH}} \end{array} \quad n_{(\text{NaOH})} = 2 n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

Exemplo 2:

Na reação do Al(OH)₃ com HCl:



Tem-se que, o número de mols de ácido clorídrico deve ser igual a três vezes o número de mols de hidróxido de alumínio, ou seja,

$$n(\text{HCl}) = 3 n(\text{Al(OH)}_3)$$

A partir destes exemplos, de modo geral, para uma reação genérica do tipo:

$x\text{A} + y\text{B} \longrightarrow z\text{C} + w\text{D}$ <p>No ponto de equivalência:</p> $y n_{\text{A}} = x n_{\text{B}}$	<p>Invertem-se os coeficientes estequiométricos dos reagentes para calcular o número de mols ou a concentração dos mesmos.</p>
--	--

Portanto, para obtermos a relação entre os números de mols dos reagentes é necessário considerarmos a estequiometria da reação. Assim, a quantidade de um

determinado soluto em solução pode ser determinada pela reação desta espécie química com a espécie presente na **solução padrão**, cuja concentração é exatamente conhecida.

A **solução padrão** deve ser preparada de maneira que sua concentração seja *exatamente conhecida*. Para tal, são usados **padrões primários**, *substâncias de elevada pureza*, que apresentam como características: ser estáveis, não higroscópicas e de fácil obtenção.

Em geral, a **solução padrão** é colocada em uma bureta, sendo chamada de **titulante**, e a **solução problema** (amostra com concentração desconhecida) é colocada em um erlenmeyer, sendo denominada de **titulado**. Em uma *titulação*, a **bureta** é empregada para transferir e medir exatamente um volume de titulante para alcançar uma reação completa.

Quando o **titulante** a ser utilizado não é preparado a partir de um padrão primário, deve-se realizar um procedimento chamado de **padronização**. Por exemplo, o NaOH é comumente usado como titulante na determinação de acidez em diferentes amostras, contudo ele é higroscópico (absorve água) e não apresenta uma pureza adequada. Por estes motivos, quando for utilizar uma solução de NaOH como titulante, deve-se antes padronizá-la. A padronização de NaOH é realizada utilizando-se ácido oxálico ou hidrogenoftalato de potássio, ambos padrões primários.

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

4.1. Materiais

- Bureta
- Suporte universal
- Garras e mufas
- Béquers
- Erlenmeyers
- Pipetas volumétricas
- Espátulas
- Ácido benzoico
- Soluções preparadas no experimento anterior

4.2. Padronização da solução de NaOH (com um padrão primário)

- a) Monte uma bureta no suporte universal, utilizando uma garra para bureta, para fixá-la ao suporte, conforme representado na Figura 1.

b) Em seguida, rince¹ a bureta e depois encha-a com a solução de NaOH, recolhendo o excesso de solução em um béquer, de forma que o menisco na bureta fique na marca do zero. Verifique se a parte abaixo da torneira está cheia de líquido (não pode haver bolhas em nenhuma parte da bureta). Verifique também se não há vazamentos. Assim a bureta está pronta para iniciar a titulação.

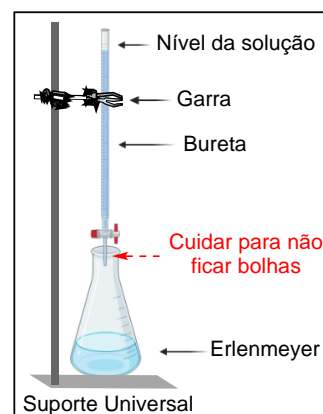


Figura 1. Montagem do sistema de titulação

c) Separe três erlenmeyers e coloque em cada um deles 10,0 mL da solução padrão de ácido oxálico (preparados na aula anterior), medidos com uma pipeta volumétrica. Acrescente \pm 30 mL de água destilada e 3 gotas de fenolftaleína e agite levemente para homogeneizar.

d) Titule cada solução gotejando a solução de NaOH da bureta no erlenmeyer sob agitação, até o aparecimento da cor rosa e anote o volume gasto (Figura 2). Repita a titulação utilizando os outros dois erlenmeyers. Anote os volumes gastos em cada titulação e calcule o *volume médio* e calcule concentração molar média da solução titulada.

De acordo com a molaridade aproximada da solução NaOH preparada na aula anterior, calcule o volume estimado de NaOH que deveria ser gasto.

V_{NaOH} a ser gasto (estimado): _____

Reação:

	Titulação 1	Titulação 2	Titulação 3	Média
Volume NaOH gasto (mL)				

Concentração molar NaOH (mol L^{-1}):

¹ Quando for necessário **rinsar** uma vidraria com uma solução, isso significa que se deve passar pequenas porções da solução por toda a superfície interna da vidraria, descartando tais porções da solução. Após a rinsagem, a vidraria pode ser preenchida com aquela solução.

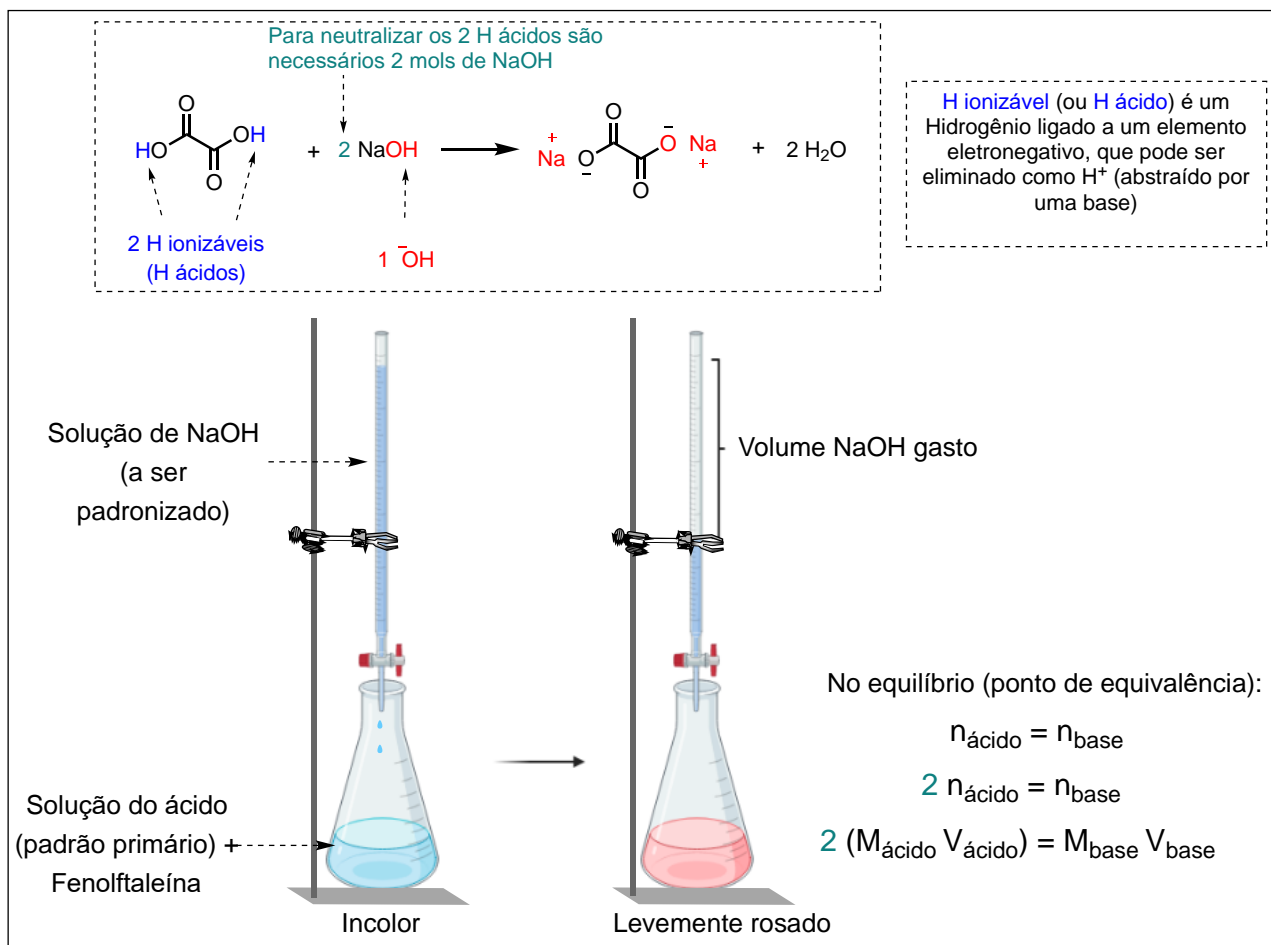


Figura 2. Representação esquemática de uma titulação ácido-base de padronização do hidróxido de sódio.

Os demais procedimentos de titulação serão realizados da mesma forma, substituindo apenas o ácido oxálico (no erlenmeyer) pela solução do ácido a ser titulado (ácido clorídrico, ácido benzóico e ácido acético (vinagre)).

Percebam que neste item a solução padrão (com concentração exatamente conhecida) está no erlenmeyer e a solução a ser padronizada está na bureta. Já nos procedimentos subsequentes, a solução padronizada de NaOH será mantida na bureta (como titulante) e a solução da amostra (concentração desconhecida) será colocada no erlenmeyer. Em geral, esta configuração torna o processo mais prático, sem a necessidade de troca da solução que está na bureta.

4.3. Padronização da solução de HCl (uso de um padrão secundário)

- Separe três erlenmeyers e coloque em cada um deles 10,0 mL da solução de ácido clorídrico (preparado na aula anterior), medidos com uma *pipeta volumétrica*.

Acrescente \pm 30 mL de água destilada e 3 gotas de *fenolftaleína* e agite levemente para homogeneizar.

- b) Titule cada solução usando a solução de NaOH padronizada no item 4.2, ou seja, um padrão secundário. Adicione gota a gota a solução de NaOH da bureta no erlenmeyer sob agitação, até o aparecimento da *cor rosa* e anote o volume gasto. Repita a titulação, utilizando os outros dois erlenmeyers. Anote os volumes gastos em cada titulação e calcule o *volume médio* para calcular a concentração molar média da solução titulada.

Reação:

	Titulação 1	Titulação 2	Titulação 3	Média
Volume NaOH gasto (mL)				

Concentração molar HCl (mol L^{-1}):

4.4. Determinação da Concentração de Ácido Acético no Vinagre comercial

- a) Separe 3 erlenmeyers e coloque 10 mL da solução diluída de vinagre (*preparada na aula anterior*) em cada um deles. Adicione três gotas de *fenolftaleína* em cada erlenmeyer e titule cada solução com NaOH até o *ponto da viragem* (aparecimento da cor rosa). Anote o volume de titulante (solução de NaOH) gasto em cada titulação e calcule o volume médio.
- b) Anote a marca comercial do *vinagre* e o valor da concentração (%) expressa no rótulo do frasco, e calcule o erro relativo.

Reação:

	Titulação 1	Titulação 2	Titulação 3	Média
Volume NaOH gasto (mL)				

Concentração molar CH_3COOH (mol L^{-1}):

4.5. Determinação da Massa Molar de um Ácido

Pese aproximadamente 0,2 g de *ácido benzoico*, com precisão de 3 casas decimais e coloque em um erlenmeyer limpo.

Adicione 10,0 mL de *álcool etílico* com uma *proveta* e agite até dissolver o ácido. Adicione três gotas de *fenolftaleína* e titule com a solução de NaOH até o *ponto de viragem* (aparecimento da cor rosa). Anote o volume de NaOH gasto para atingir o ponto final. Repita mais duas vezes o procedimento da titulação e calcule o volume médio.

Reação:

	Titulação 1	Titulação 2	Titulação 3	Média
Massa C ₆ H ₅ COOH (g)				
Volume NaOH gasto (mL)				
Massa molar C ₆ H ₅ COOH (g mol L ⁻¹):				

5. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Qual é o volume de uma solução de ácido clorídrico (HCl) 0,33 mol L⁻¹ necessário para neutralizar completamente 50,0 mL de hidróxido de potássio 0,15 mol L⁻¹?
2. Qual é o volume de uma solução de hidróxido de sódio 0,25 mol L⁻¹ necessário para neutralizar completamente 30,0 mL de ácido sulfúrico (H₂SO₄) 0,15 mol L⁻¹?
3. Qual é o volume de uma solução de hidróxido de sódio 0,25 mol L⁻¹ necessário para neutralizar completamente 30,0 mL de ácido fosfórico (H₃PO₄) 0,15 mol L⁻¹?

EXPERIMENTO 11: EQUILÍBRIO QUÍMICO E PRINCÍPIO DE LE CHATELIER E TRATAMENTO DE RESÍDUO

1. OBJETIVOS

- A partir da equação química de um sistema em equilíbrio, escrever a expressão da constante de equilíbrio.
- Compreender o princípio de Le Chatelier.
- Identificar as condições que podem afetar um equilíbrio químico.
- Reconhecer a importância do tratamento e deposição correta de resíduos químicos após o experimento.

2. QUESTÕES DE ESTUDO

- É possível que reagentes e produtos coexistam em uma reação, mesmo após o término das alterações macroscópicas no sistema? Se você considera que sim, cite exemplos. Se você considera que não, justifique a sua resposta.
- O que significa dizer que uma reação está em equilíbrio?

3. INTRODUÇÃO

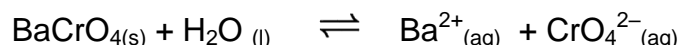
3.1. Equilíbrio químico

Equilíbrio químico é o estágio de uma reação química em que não há mais tendência de a composição da mistura reacional (concentrações molares ou pressões parciais dos reagentes e dos produtos) sofrer alterações. Em uma perspectiva cinética, uma reação atinge o equilíbrio quando as velocidades no sentido da formação dos produtos e dos reagentes são iguais, e a composição da mistura reacional se mantém constante.



Reações químicas em que os reagentes são transformados em produtos (reação direta) e produtos são transformados em reagentes (reação inversa) – via processo de equilíbrio químico - são chamadas de **reações reversíveis**, representadas pela seta dupla (\rightleftharpoons). Uma vez que nem todo reagente é consumido para formar produto, essas reações apresentam rendimentos experimentais inferiores a 100%.

Exemplo: O *cromato de bário* é um sal pouco solúvel, que em solução aquosa se encontra em equilíbrio com seus íons, conforme a equação química:



A seta dupla indica que alguns íons Ba^{2+} e CrO_4^{2-} estão se separando, indo para a solução (reação direta) e outros estão se unindo para formar o BaCrO_4 sólido (reação inversa). Logo, uma reação em equilíbrio não é um sistema estático (parado), mas sim um sistema dinâmico!

A **Lei da Ação das Massas**, enunciada em 1864 por Cato Guldberg e Peter Waage, químicos noruegueses, diz que, para um dado sistema em equilíbrio químico a relação entre as concentrações molares (ou pressões parciais) dos produtos e reagentes é sempre constante. Essa lei estabelece que, no equilíbrio, a composição da mistura da reação pode ser expressa em termos de uma *constante de equilíbrio* (K_{eq}), conforme Figura 1.

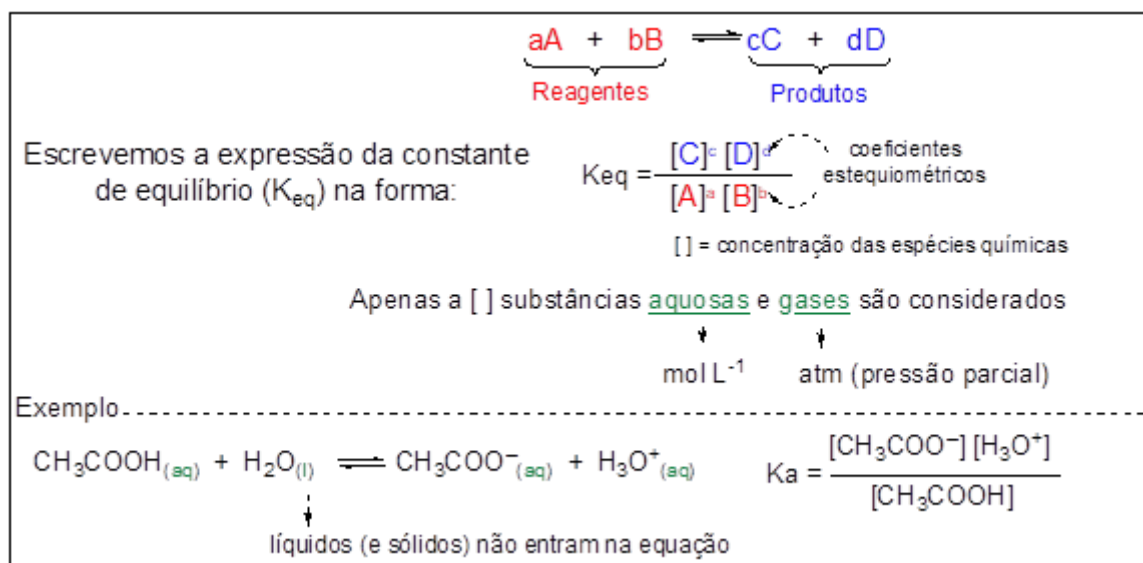


Figura 1

As concentrações das espécies em solução devem ser expressas em **mol L⁻¹** e as concentrações de gases devem ser expressas em pressões parciais (em geral, **atm**). As concentrações das substâncias sólidas, líquidos puros e solventes não entram na expressão da K_{eq} , pois a sua concentração é considerada constante (invariável), não afetando o equilíbrio.

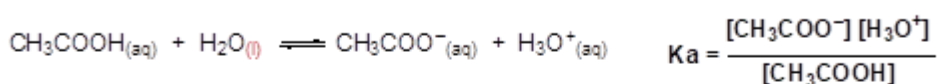
A K_{eq} permite prever a direção e a extensão de uma reação química, mas não a velocidade na qual o equilíbrio é alcançado.

Princípio de Le Chatelier: Henri Louis Le Chatelier (1850–1936) estabeleceu um princípio geral que permite prever, antes da experimentação, *mudanças no equilíbrio químico*.

Baseado em estudos termodinâmicos, Le Chatelier estabeleceu que: **“Quando uma perturbação exterior é aplicada a um sistema em equilíbrio dinâmico, ele tende a se ajustar para minimizar (reduzir ao mínimo) o efeito da perturbação imposta”**.

Como exemplos de perturbação, pode-se citar: mudanças da concentração de reagentes ou produtos, variação do pH e efeitos de temperatura e de pressão.

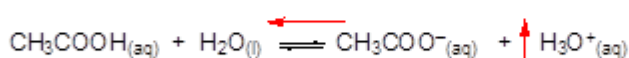
Exemplo: O ácido acético (presente no vinagre) é um ácido fraco e, portanto, se ioniza pouco em água, conforme equação:



Pela análise da equação, o que aconteceria ao equilíbrio com:

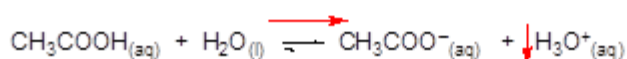
1. A adição de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$?

Há um aumento na concentração de $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ (ou simplesmente $\text{H}^+_{(\text{aq})}$): provocaria uma perturbação do equilíbrio, deslocando-o no sentido da reação que consome $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ (para a esquerda).



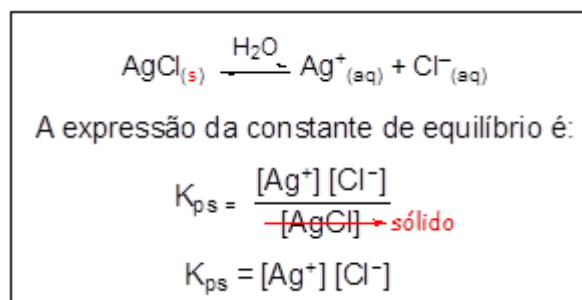
2. A adição de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$?

É uma base e reage com o ácido, diminuindo a concentração de $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ no meio, com formação de H_2O : deslocaria o equilíbrio no sentido de liberar mais íons $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ (para a direita).



3.2. Produtos de solubilidade

A *constante de equilíbrio* (K_{eq}) para *compostos de baixa solubilidade em água* é denominada de *constante de solubilidade* ou *produto de solubilidade* (K_{ps}).

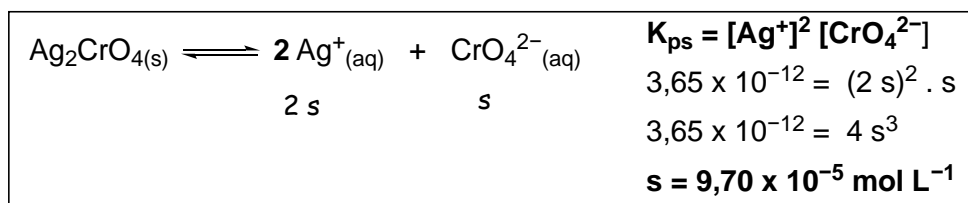


Por exemplo, somente $1,6 \times 10^{-6}$ g de cloreto de prata ($\text{AgCl}_{(\text{s})}$) se dissolvem em 100,0 mL de água para formar $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$ e $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$.

Exemplo 1: A solubilidade de AgCl em água, a 20 °C, é de 0,0016 g L⁻¹. Calcule o valor do produto de solubilidade do AgCl.

<p>1º passo: Considerar que, em uma solução saturada, cada mol de AgCl dissolvido produz o equivalente molar de íons Ag⁺ e íons Cl⁻, portanto:</p> $[Ag^+] = [Cl^-] = [AgCl]$	<p>2º passo: Determinar a [AgCl], dividindo a concentração (em g L⁻¹) pela massa molar do soluto:</p> $[AgCl] = \frac{0,0016 \text{ g L}^{-1}}{143,34 \text{ g mol}^{-1}}$ $[AgCl] = 1,1 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$	<p>Sendo:</p> $K_{ps} = [Ag^+] [Cl^-]$ $K_{ps} = (1,1 \times 10^{-5})^2$ $K_{ps} = 1,2 \times 10^{-10}$
--	---	---

Exemplo 2: Calcule a solubilidade do Ag₂CrO₄ em água a 25 °C, sabendo que K_{ps} = 3,65x10⁻¹². Como, para cada mol de Ag₂CrO₄ dissolvido são produzidos 2 mols de íons Ag⁺ e 1 mol de íons CrO₄²⁻, tem se que:



4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

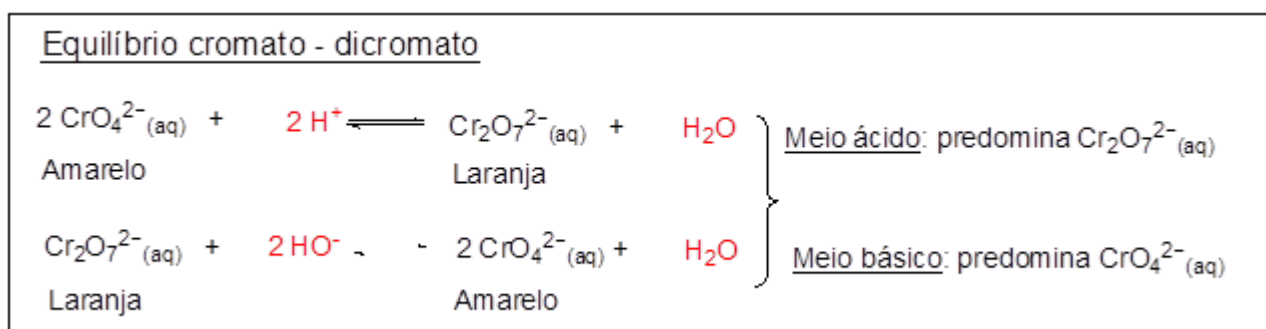
4.1. Materiais

- Tubos de ensaio
- K₂CrO₄ 0,1 mol L⁻¹
- K₂Cr₂O₇ 0,1 mol L⁻¹
- HCl 1,0 mol L⁻¹
- NaOH 1,0 mol L⁻¹
- Ca(OH)₂ 1,0 mol L⁻¹
- CH₃COOH 1,0 mol L⁻¹
- H₂SO₄ 1,0 mol L⁻¹
- Ba(NO₃)₂ 0,10 mol L⁻¹
- HNO₃ 6,0 mol L⁻¹
- Etanol absoluto
- Provetas
- Kitassato
- Funil de Büchner
- Papel filtro
- Bomba de vácuo
- Banho de gelo

4.2. Equilíbrio Químico

Siga as instruções abaixo e anote as observações (mudança de cor ou formação de precipitado) que ocorreram em cada um dos tubos de ensaio. Nos tubos em que ocorreu alguma alteração visual, represente, por meio de uma equação química, o que ocorreu.


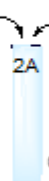




4.2.1. Equilíbrio dos íons cromato $[\text{CrO}_4]^{2-}$ e dicromato $[\text{Cr}_2\text{O}_7]^{2-}$ em solução aquosa



Etapa A. Identifique 2 tubos de ensaio limpos (tubos **1** e **2**) e adicione 10 gotas (~0,5 mL) de K_2CrO_4 0,1 mol L^{-1} ao tubo 1A e 10 gotas (~0,5 mL) de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,1 mol L^{-1} ao tubo 2A. Acrescente HCl (1,0 mol L^{-1}) gota a gota, **alternadamente em cada um dos tubos**, até observar mudança de cor **em um deles** (Conforme Esquema ilustrativo abaixo).

Obs.: Agite levemente os tubos para homogeneizar o sistema.

Etapa B. Ao tubo 1 da etapa A adicione gota a gota NaOH (1,0 mol L^{-1}) até mudança de cor (tubo 1B). Ao tubo 2 da etapa A adicione gota a gota $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (1,0 mol L^{-1}) até mudança de cor (tubo 2B).

$2 \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + \dots \rightleftharpoons \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \dots$			
Etapa A			
K_2CrO_4 0,1 mol L^{-1} (10 gotas) cor: _____ Reação: _____	 cor: _____	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,1 mol L^{-1} (10 gotas) cor: _____ Reação: _____	 cor: _____
Etapa B			
NaOH 1,0 mol L^{-1} (gota a gota)  cor: _____ Reação: _____	 cor: _____	Ca(OH) ₂ 1,0 mol L^{-1} (gota a gota)  cor: _____ Reação: _____	 cor: _____



Ao término desta etapa, descarte o conteúdo de cada tubo de ensaio nos recipientes específicos. Lave os tubos de ensaios adequadamente antes de iniciar as etapas seguintes.

Etapa C. A outros 2 tubos de ensaio limpos (tubos 3A e 4A) adicione 10 gotas (~0,5 mL) de K_2CrO_4 ao tubo 3A e 10 gotas (~0,5 mL) de $K_2Cr_2O_7$ ao tubo 4A. Acrescente NaOH ($1,0 \text{ mol L}^{-1}$), gota a gota, alternadamente em cada um dos tubos, até observar mudança de cor em um deles. (Esquema ilustrativo abaixo).

Etapa D. Ao tubo 3A acrescente CH_3COOH ($1,0 \text{ mol L}^{-1}$) gota a gota até mudança de cor (tubo 3B). Ao tubo 4A acrescente H_2SO_4 ($1,0 \text{ mol L}^{-1}$) gota a gota até mudança de cor (tubo 4B).

$2 CrO_4^{2-} (aq) + \dots \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} (aq) + \dots$

Etapa C

K_2CrO_4 $0,1 \text{ mol L}^{-1}$
(10 gotas)

NaOH $1,0 \text{ mol L}^{-1}$

cor: _____

Reação: _____

3A

cor: _____

$K_2Cr_2O_7$ $0,1 \text{ mol L}^{-1}$
(10 gotas)

NaOH $1,0 \text{ mol L}^{-1}$

cor: _____

Reação: _____

4A

cor: _____

Etapa D

CH_3COOH $1,0 \text{ mol L}^{-1}$
(gota a gota)

Reação: _____

3B

cor: _____

H_2SO_4 $1,0 \text{ mol L}^{-1}$
(gota a gota)

Reação: _____

4B

cor: _____



Ao término desta etapa, descarte o conteúdo de cada tubo de ensaio nos recipientes específicos. Lave os tubos de ensaios adequadamente antes de iniciar as etapas seguintes.

4.2.2. Equilíbrio de cromato de bário ($\text{BaCrO}_4(\text{s})$) em uma solução saturada

Formação de precipitado (BaCrO_4)

$$\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Ba}^{2+} \rightleftharpoons \text{BaCrO}_4(\text{s})$$

Composto pouco solúvel em água = precipita no meio

Em meio básico esta reação é favorecida

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{Ba}^{2+} \rightleftharpoons \text{Não forma precipitado}$$

(meio ácido)

Obs: mesmo em meio ácido há espécies CrO_4^{2-} em equilíbrio, portanto, pode-se observar a formação de uma pequena quantidade de precipitado (BaCrO_4).

Etapa A. Em um tubo de ensaio limpo (tubo 1A) coloque 10 gotas de K_2CrO_4 ($0,10 \text{ mol L}^{-1}$), e acrescente gota a gota de uma solução de nitrato de bário $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$ $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ até observar alguma alteração (Esquema ilustrativo abaixo).

Etapa B. Ao tubo 1A acrescente HCl ($1,0 \text{ mol L}^{-1}$) gota a gota, até notar alguma alteração (tubo 1B). Anote as observações.

Etapa C. Em um tubo de ensaio limpo (tubo 2A) coloque 10 gotas de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($0,10 \text{ mol L}^{-1}$). Acrescente 2 gotas de HCl ($1,0 \text{ mol L}^{-1}$) e depois 10 gotas de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$ ($0,10 \text{ mol L}^{-1}$). Anote a ocorrência de mudanças de cor e/ou formação de precipitado.

Etapa D. Ao tubo 2A acrescente gotas de NaOH ($1,0 \text{ mol L}^{-1}$) até notar alguma alteração (tubo 2B).

Sugira uma maneira de inverter as observações das etapas **B** e **D**. Teste suas sugestões e escreva suas explicações para o que foi observado nesta parte do experimento.



Ao término desta etapa, descarte o conteúdo de cada tubo de ensaio nos recipientes específicos. Lave os tubos de ensaios adequadamente.

$$\text{BaCrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$$

<p>Etapa A</p> <p>K_2CrO_4 0,1 mol L⁻¹ (10 gotas) → $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 mol L⁻¹ (gota a gota até alterar)</p> <p>Reação: _____</p> <p>Obs: _____</p> <hr/> <p>Etapa B</p> <p>HCl 1,0 mol L⁻¹ (gota a gota até alterar)</p> <p>Reação: _____</p> <p>Obs: _____</p>	<p>Etapa C</p> <p>$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,1 mol L⁻¹ (10 gotas) → HCl 1,0 mol L⁻¹ (2 gotas) + $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 mol L⁻¹ (10 gotas)</p> <p>Reação: _____</p> <p>Obs: _____</p> <hr/> <p>Etapa D</p> <p>NaOH 1,0 mol L⁻¹ (gota a gota até alterar)</p> <p>Reação: _____</p> <p>Obs: _____</p>
---	---

4.3. Tratamento do resíduo gerado

Em um béquer de 250 mL, coloque 25 mL do resíduo de cromo (VI) gerado nesta aula. Em seguida adicione 3 mL de etanol e agite com o bastão de vidro. Leve o béquer para um banho de água e, sob agitação, adicione lentamente 7,5 mL de ácido nítrico (HNO_3 6,0 mol L⁻¹). Deixe a solução em repouso e aguarde aproximadamente 10 minutos ou até atingir a coloração azul ou verde.

Obs. 1: Para evitar acidentes, um integrante da equipe deve segurar o béquer e agitar com o bastão de vidro e outro adicionar o material necessário.

Obs. 2: Poderá ser necessário adicionar uma quantidade maior de HNO_3 para promover a redução total do cromo (VI). Antes de adicionar mais ácido, consulte o(a) professor(a).

Depois de atingida a coloração azul ou verde, deixe a solução em repouso por aproximadamente 20 minutos e em seguida adicione, lentamente, 1,0 g de NaOH sólido, sempre agitando a solução com o bastão de vidro. Depois da adição do NaOH e inicie a adição de carbonato de sódio (CaCO_3), confira o pH da solução com uma fita de pH (deve estar em pH ~ 8,0) (~ 1,0 g de CaCO_3), conforme reação:



Ao atingir o pH desejado, observa-se o início da formação de um precipitado. A fim de aumentar a eficiência da precipitação, o béquer deve ser colocado em banho de água com gelo.

Ao final, filtre o precipitado a vácuo, lavando-o com uma pequena quantidade de água gelada. Transfira o sólido resultante para a placa de Petry e deixe secar.

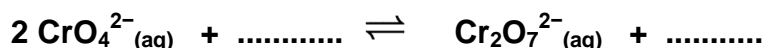
O filtrado, cujo pH deverá estar próximo de 8,0, pode ser descartada na pia, com grande quantidade de água.



Verifique com o(a) técnico(a) ou docente responsável se a parte sublinhada será realizada em aula.

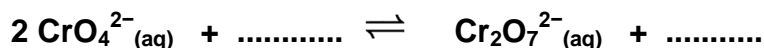
5. QUESTIONÁRIO SOBRE O EXPERIMENTO

1. Qual a influência da concentração de $H^+_{(aq)}$ sobre o equilíbrio cromato–dicromato?



Complete o equilíbrio, acrescentando do lado adequado o número de íons $H^+_{(aq)}$ e moléculas de H_2O para se atingir a estequiometria da reação.

2. Qual a influência da concentração de OH^- sobre o equilíbrio cromato–dicromato?



Complete o equilíbrio, acrescentando do lado adequado o número de íons $OH^-_{(aq)}$ e moléculas de H_2O para se atingir a estequiometria da reação.

3. Apresente as substâncias testadas na parte A do procedimento experimental, que deslocam o equilíbrio no sentido da reação que aumenta a concentração de:

a) Íons $\text{CrO}_4^{2-}{}_{(aq)}$: _____

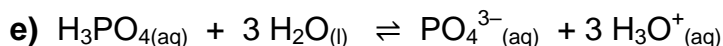
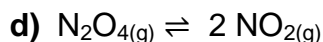
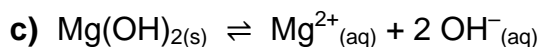
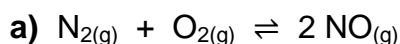
b) Íons $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}{}_{(aq)}$: _____

4. Discuta as observações experimentais quando os íons cromato ou dicromato se encontram em presença de íons bário.

6. PRÉ-LABORATÓRIO

- A solubilidade de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ é $2 \times 10^{-8} \text{ g L}^{-1}$. Calcule o seu produto de solubilidade.
- Qual é a solubilidade de $\text{Ag}_3\text{PO}_4(s)$ em água ($K_{ps} = 1,8 \times 10^{-18}$)?
- O produto de solubilidade de MgCO_3 é igual a 4×10^{-5} . Qual a sua solubilidade, em mol por litro e em grama por 100 mL?

4. Escreva as expressões das constantes de equilíbrio para as equações químicas:

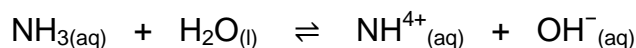


5. De acordo com o Princípio de Le Chatelier, o que acontecerá no equilíbrio de uma solução aquosa saturada de CaSO_4 , quando:

a) $\text{Ca(NO}_3)_2$ é adicionado à solução.

b) Na_2SO_4 é adicionado à solução.

6. Considere a equação da reação da amônia com a água:



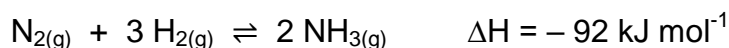
Em qual direção o equilíbrio será deslocado se:

a) NaOH for adicionado ao sistema.

b) HCl for adicionado ao sistema.

c) NH_3 for retirado (evaporado) do sistema.

7. Considere a seguinte reação de produção da amônia:



O que acontece com a concentração de amônia no equilíbrio se:

a) Mais H_2 é adicionado?

b) N_2 é removido?

c) A pressão do sistema é aumentada?

d) A temperatura do sistema é aumentada?

8. Considere uma reação exotérmica ($\Delta H_{\text{reação}} < 0$) em equilíbrio:

a) Em que sentido (formação de reagentes ou de produtos) o equilíbrio será deslocado caso se aumente a temperatura?

b) Em que sentido o equilíbrio será deslocado caso se diminua a temperatura?

9. Considere uma reação endotérmica ($\Delta H_{\text{reação}} > 0$) em equilíbrio.

a) Em que sentido o equilíbrio será deslocado caso se aumente a temperatura?

b) Em que sentido o equilíbrio será deslocado caso se diminua a temperatura?