

VESTIBULARES

2021



Bizuário de Química
16 – Equilíbrio Iônico
ITA 2021

Sumário

Mantendo o Foco	2
Análise da Aula	3
1. Íons em meio aquoso	4
2. Produto de solubilidade de eletrólitos fortes	5
3. Constante de acidez	6
4. pH de soluções salinas	7
5. Solução tampão	8
6. Titulação	8
Bizurando a Lista	9
Recomendações	10
Por Dificuldade	10
Para Manter o Foco.....	12
Tabela Estatística	13

Mantendo o Foco



Você deve ter em mente que as questões de Equilíbrio iônico têm **altíssima incidência no vestibular do ITA**, o que pode ser evidenciado por nossa **tabela estatística**.

Por ser um conteúdo facilmente aplicável a diversas situações do nosso cotidiano e por ser extremamente simples de incluir conceitos de equilíbrio iônico também em questões de outros assuntos, o ITA costuma explorar bastante essa parte da Química nas questões de físico-química, química inorgânica e também na química orgânica, muitas vezes em alternativas do tipo verdadeiro/falso.

Dessa maneira, compreender as equações de equilíbrio iônico, tanto no aspecto teórico quanto em seu equacionamento, é fundamental para o desempenho do estudante na prova do ITA. Por isso, você não pode deixar de estar por dentro das principais exigências para o domínio desse assunto, listadas abaixo:

- Ter domínio do funcionamento das substâncias iônicas nas soluções;
- Saber utilizar as equações logarítmicas e ter domínio sobre as técnicas de resolução de equações;
- Saber montar e equacionar as tabelas de equilíbrio, assim como entender o seu funcionamento;
- Compreender como a adição de uma substância com caráter ácido ou básico modifica as características do meio, entre elas as concentrações dos íons H^+ e OH^- .
- Entender as constantes de basicidade e de acidez e reconhecer quando seus valores são altos ou baixos, assim como a influência desses valores no deslocamento do equilíbrio;
- Dominar as aproximações que por vezes devem ser feitas nas questões de equilíbrio iônico, com o intuito de facilitar as contas ou encontrar soluções para as equações;
- Entender como funciona a solubilidade dos sais e ter domínio sobre as equações de equilíbrio de solubilidade e de K_{PS} ;
- Saber o que é uma solução tampão, como é feita e quais suas aplicações;
- Conhecer as substâncias indicadoras de pH, entender como funcionam e conhecer suas aplicações;
- Entender os gráficos de pH e de condutividade das soluções das espécies iônicas, incluindo as polibases e os poliácidos;
- Entender os gráficos de titulação entre todos os tipos de ácido e base, fracos ou fortes. Ademais, saber esboçar esses gráficos;

Análise da Aula



No início dessa aula, você será apresentado a uma introdução sobre o comportamento dos íons em solução aquosa e à forma com que eles modificam as propriedades da solução.

Logo em seguida, você será introduzido aos conceitos de pH e pOH, às constantes de equilíbrio de solubilidade e de autoionização da água, K_{ps} e K_w , entre outros.

Esses conceitos formam a base do conhecimento necessário para resolver as questões desse conteúdo. Portanto, é muito importante que você se familiarize com essas ideias iniciais apresentadas.

Em seguida, na seção 2, são discutidos os conceitos básicos envolvidos nas questões de soluções salinas, seu produto de solubilidade, a hidrólise dos íons dos sais, o efeito do íon comum, entre outros.

As seções 3 e 4 introduzem o estudo dos cálculos de pH para os diversos tipos de substâncias: ácidos e bases, fracos e fortes, e soluções salinas, com seus diversos tipos de composição. Esses cálculos constituem a parte mais importante do estudo dos equilíbrios iônicos.

Em seguida, a seção 5 aborda as soluções tampão, que são de extrema relevância para a prova do ITA, detendo tradicionalmente as questões de maior dificuldade do vestibular. É sem dúvida uma das partes mais importantes dessa aula.

Por fim, temos a teoria acerca das titulações e da construção dos gráficos de pH para os diversos tipos de substância. Nesse tópico, você será apresentado às substâncias indicadoras de pH e às suas faixas ideais de atuação.

Toda a teoria dos equilíbrios iônicos envolve muitos conceitos e ideias difíceis de se entender. De fato, esse assunto é um dos mais difíceis que podem ser cobrados na prova do ITA. Por isso, sugiro que você leia a teoria com calma e veja as resoluções das questões que você resolver, compreendendo cada etapa de resolução naturalmente, sempre voltando para consultar a teoria quando sentir dificuldades.

Para isso, é necessário que você **preste muita atenção nos exemplos resolvidos durante o corpo do texto.**

Ao aluno experiente, cabe uma leitura principalmente das **seções 4 e 6, com uma atenção especial também à seção 5**, pois nelas estão abordados os principais conceitos de maior dificuldade exigidos nas provas.

Com isso em mente, **vamos trilhar sua aprovação!**

1. Íons em meio aquoso



No início dessa aula, você será apresentado a uma introdução sobre o comportamento dos íons em solução aquosa e à forma com que eles modificam as propriedades da solução. É preciso que você esteja familiarizado com os conceitos apresentados nessa seção, entre os quais estão pH, pOH, K_{PS} , K_W e as tabelas de equilíbrio.

Esses conceitos formam a base da matéria e são fundamentais para o seu progresso nas questões de equilíbrio iônico. Nessa seção há também uma revisão de logaritmos, para você que ainda se sente inseguro na matemática necessária para resolução das questões de equilíbrio.

Lembre-se que **para a água à temperatura de 25°C, $pH + pOH = 14$** . Várias “pegadinhas” sobre essa igualdade já caíram nas provas do ITA. Nem sempre podemos afirmar que o $pH = 7$ para a água neutra. Fique atento!

O aluno mais experiente pode pular essa parte sem problemas. Já para o aluno iniciante, esse embasamento teórico é de suma importância.

2. Produto de solubilidade de eletrólitos fortes

Nesse tópico, temos a seção de produto de solubilidade dos eletrólitos. Essa seção é muito importante pois **com frequência são cobradas questões de equilíbrio de solubilidade nas provas do ITA**.

É muito **importante conhecer as diferenças entre Q_{PS} e K_{PS}** , saber utilizar os valores de K_{PS} dos sais nas questões e **ter domínio da construção das tabelas e equações envolvidas**. Não deixe de verificar seu conhecimento nessa parte da matéria na seção Hora de praticar!

Fique atento para um tipo de “pegadinha” frequentemente cobrada pelo ITA, principalmente nas questões de alternativa: **A adição de um íon comum a dois sais em solução não implica a precipitação do sal com o menor valor de K_{PS}** !

Tome por exemplo uma mistura de soluções insaturadas de $BaSO_4$ ($K_{PS} = 10^{-10}$) e $CaSO_4$ ($K_{PS} = 9 \cdot 10^{-6}$) à qual se adiciona uma solução de Na_2SO_4 . Ao perguntar qual sal precipitará primeiro, o ITA tentará te induzir a responder que é o $BaSO_4$, devido ao seu menor valor de K_{PS} . **Muita atenção, pois a resposta correta depende da concentração inicial dos sais em solução!**

O procedimento correto é utilizar a equação do K_{PS} para cada um dos sais individualmente ($BaSO_4$ e $CaSO_4$) e descobrir a quantidade de SO_4^{2-} necessária para precipitar esses sais. Com isso, o sal que precisar de menos SO_4^{2-} para precipitar será o primeiro!

Não deixe de ler as resoluções das questões apresentadas nesse tópico, até mesmo os alunos mais experientes. Para esses, **não recomendo deixar de ler a seção 2.1.3 sobre efeito quelante e a seção “Tome nota!”**.

É **muito importante** ter o conhecimento de como se modifica o equilíbrio a partir da formação de íons complexos e através do efeito quelante. A constante de equilíbrio para essas reações é muito alta, ou seja, são reações que deslocam intensamente o equilíbrio das espécies em solução.

3. Constante de acidez

Nesta seção são introduzidos os conceitos de constante de acidez e basicidade e também de grau de ionização e de dissociação das substâncias. **É importante memorizar brevemente os mecanismos para reconhecer se um ácido é fraco ou forte**, o mesmo valendo para as bases.

Isso de vez em quando é cobrado nas questões do ITA, especialmente nas questões do tipo verdadeiro ou falso, em que podem ser comparadas duas substâncias para que você responda qual delas é mais ácida ou básica. **Não confunda força com solubilidade!**

Esses são conceitos bastante confundidos pelos alunos e o ITA adora trazer “pegadinhas” sobre isso nas provas. A amônia, por exemplo, é bastante solúvel em água, mas é uma base fraca.

Você não pode sair dessa seção sem entender a aproximação conhecida como Lei da diluição de Ostwald, para ácidos fracos em soluções diluídas, pois, apesar de simples, ela é frequentemente mencionada e exigida nas provas do ITA.

Ademais, **nunca se esqueça que para concentrações de H^+ próximas de $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$, é necessário considerar o H^+ proveniente da autoionização da água**, e essa consideração muda sensivelmente os resultados das nossas contas!

Em seguida, o professor faz um destaque aos poliácidos, que são de **extrema importância para o vestibular**, pois trata-se de um tipo de substância que pode aparecer em questões aparentemente complexas, mas que são de fácil resolução quando se entende o mecanismo de modificação do equilíbrio a partir das diversas ionizações desses ácidos e quando se entende qual a melhor forma de organizar os cálculos.

Lembre-se: **A segunda ionização de um ácido é sempre mais fraca que a primeira. E isso vale para as próximas, sucessivamente.** Entender o funcionamento desses poliácidos é importantíssimo também para

que possamos montar os gráficos de titulação nas próximas seções. Portanto, esteja atento à introdução teórica apresentada.

Toda a teoria necessária para o cálculo do pH das soluções de ácidos e de bases fracas e fortes é apresentada nessa seção. E a maioria das questões cobradas envolvem esse tipo de cálculo. Portanto, não deixe de ficar bem treinado nesse tipo de questão pois é **praticamente a garantia de uma questão na prova**.

Os alunos mais experientes que se sentirem preparados nesse tópico podem pular essa seção e partir para o tópico 4.

4. pH de soluções salinas

Essa seção é, **sem dúvida, uma das mais importantes**, pois trata do cálculo do pH das soluções salinas. As questões desse tipo vão exigir de você uma afinidade maior com as equações de hidrólise dos íons que compõem os sais, assim como um entendimento bem claro sobre a força dos ácidos e bases conjugadas a partir da substância original.

Ácidos fortes dão origem a bases conjugadas fracas. Ácidos fracos formam bases conjugadas fortes. O mesmo raciocínio vale para as bases fortes e para as fracas. Todo estudante bem preparado para a prova do ITA tem essa regra bem clara em mente.

Em seguida é apresentada a teoria completa sobre o cálculo do pH para todos os tipos de sais: formados a partir da combinação de bases e ácidos fracos ou fortes. **Essa parte da teoria é extremamente importante, então eu recomendo que você leia com atenção e entenda bem os exemplos resolvidos.**

Não se esqueça de **entender como funcionam as constantes de hidrólise e as relações do tipo $K_h = \frac{K_w}{K_a}$** , para hidrólise de ânions de ácidos fracos, e as variações dessa fórmula para hidrólise de cátions de bases.

Uma atenção muito especial deve ser dada à hidrólise de um sal cujos ânion e cátion são ambos provenientes de ácido e base fracos. Esse tipo de hidrólise é responsável pelas questões mais difíceis desse tema, portanto **é necessário que você leia a teoria dessa etapa com bastante atenção e entenda a resolução dos exercícios apresentados!**

É importante que você **conheça as relações entre a carga do íon, o seu raio iônico e o pH da solução obtida a partir da sua hidrólise.** Esse tipo de conhecimento é frequentemente cobrado nas questões do tipo “verdadeiro ou falso” do ITA, e está bem apresentado no fim da seção 4.

Além disso, o exemplo das hortênsias é a típica curiosidade cobrada vez ou outra nas provas do ITA (como a questão que envolvia o pH do sangue, a questão da hidroxiapatita e a questão que envolvia a síntese da ureia), portanto **fique ligado!** É sempre bom entender essas curiosidades, especialmente para a segunda fase do vestibular.

Mesmo os alunos mais experientes devem ler atentamente as questões resolvidas ao longo desse item e os tópicos 3.4 e 3.5, pois contém ideias que muitas vezes fogem ao escopo do padrão cobrado nas questões de equilíbrio iônico.

5. Solução tampão

A seção 5 é sobre as soluções tampão, que são **importantíssimas!** Você deve entender muito bem o seu mecanismo, **entender como essas soluções são formadas (a partir de um ácido ou base fraca e de um sal correspondente)** e qual a sua importância para a manutenção da vida e para as diversas aplicações que elas possuem no nosso cotidiano.

Lembre-se de que **em uma solução tampão o valor do pH permanece constante, dentro de uma faixa estreita característica para cada tampão, mesmo com a adição de ácidos ou bases fortes.**

Tenha as equações de **Henderson-Hasselbach** gravadas “na massa do sangue”, pois elas serão muito utilizadas. **Saiba como deduzir essa equação para as soluções tampão, a partir da equação do K_a ou K_b .**

Além disso, **entenda como funciona o deslocamento do equilíbrio para essas soluções e saiba como esboçar as suas curvas de pH.**

O conhecimento desses mecanismos é muito frequentemente cobrado nas provas com um grau de dificuldade alto e **a chance de uma questão de tampão cair no ITA é altíssima**, então fique atento!

6. Titulação

Por fim, a seção 6 traz a teoria relativa à titulação das soluções de ácido e base. As questões que envolvem esse conteúdo geralmente são muito difíceis para quem não está familiarizado com os conceitos básicos do equilíbrio iônico, portanto leia com calma a teoria e **busque entender cada etapa de todos os tipos de titulação e os pontos principais das suas curvas de pH.**

Lembre-se: **Ponto de equivalência não indica neutralidade da solução (pH = 7, a 25°C)!** Isso somente ocorre para a titulação de um ácido forte com uma base forte, e também em outros casos específicos. Fique atento às sutilezas. Na maioria das vezes, o ponto de equivalência tem valor de pH diferente de 7.

Os gráficos de condutividade de uma solução em função do progresso da titulação também são bastante importantes e razoavelmente inéditos nas provas mais recentes. Portanto, com certeza podem vir a ser cobrados de forma mais intensa nos próximos vestibulares.

Ademais, é muito importante que você esteja familiarizado com os tipos de indicadores de pH apresentados nessa seção, com a sua estrutura química e com os seus métodos de funcionamento. Portanto, preste bastante atenção nessa parte da teoria e entenda qual indicador é mais apropriado para cada tipo de titulação, dependendo da faixa de pH em que se encontra o ponto de equivalência.

Mesmo os alunos mais experientes não devem deixar de ver todos os gráficos e as resoluções das questões desse tópico, pois são extremamente importantes!

Com a teoria esclarecida, vamos partir para os exercícios!

Bizurando a Lista

Estudada a **densa teoria do equilíbrio iônico**, podemos te direcionar, na lista de exercícios, de acordo com a sua dificuldade ao longo da aula. Além disso, também prezaremos aqui pelo treino da sua eficiência no tempo de prova, habilidade cada vez mais requerida nos vestibulares do ITA.

Abaixo, seguem as questões desta aula com três classificações distintas:

1. Questões selecionadas, para que seu estudo da lista de exercícios seja como um treino para a prova.
2. Questões separadas por nível de dificuldade. Essa seção tem também alguns bizzus para resolver as questões mais difíceis.
3. Questões divididas por assuntos destacados no “Mantendo o Foco”, tópico presente no início do nosso bizzuário.

Recomendações

Perceba, de cara, que as 19 primeiras questões da lista estão resolvidas ao longo do embasamento teórico. Volte a elas apenas se não as apreendeu completamente durante a leitura do texto, ou se tiver com tempo extra para massificar o conteúdo.

Atente, ainda, para a seção onde essas questões estão resolvidas no corpo teórico. Isso é um bom indicativo acerca de qual conteúdo está sendo abordado pelas questões.

Agora, olhando para as questões ainda não abordadas da lista, vamos começar pelas médias e algumas fáceis, que representam a maior parte da prova do ITA. Marque **40 minutos** e tente fazer as questões **25 (ITA – 2019)**, **29 (ITA – 2018)**, **31 (ITA SP/2017)**, **38 (ITA-2013)**, **39 (ITA – 2013)**, **42 (ITA SP/2012)**, **43 (IME RJ/2004)** e **50 (ITA – 2007)** sem interrupções e sem consultar os comentários. Não se assuste com o número de questões, uma parcela significativa delas é de resolução rápida, desde que os conceitos teóricos da aula estejam sólidos.

Contudo, tenha em mente que, com o tempo tão apertado, é normal que você não consiga nem tentar todas as questões. Considere que você apresentou facilidade nesse “teste” se conseguir identificar e acertar as questões mais fáceis. O grande segredo de uma prova majoritariamente difícil é **não errar aquilo que é fácil**.

Se apresentar facilidade, avance para as questões difíceis e tente fazer e entender as questões **38 (ITA-2012)**, **46 (IME-2009)** e **49 (IME-2007)**. Se conseguir, você está apto para considerar finalizada esta aula.

Se você apresentou uma dificuldade leve, contente-se em ler e entender os comentários das questões citadas e passe também às difíceis.

Se você apresentou muita dificuldade, siga a tabela a seguir, fazendo primeiro as fáceis, depois as médias e, por fim, as difíceis.

Por Dificuldade

Classificação	Questões
<i>Fáceis</i>	28,29,30,31,32,33,34,35,36, 41, 43, 44, 47 e 48.
<i>Médias</i>	25, 31, 32, 39, 40, 42, 45 e 50.
<i>Difíceis</i>	38, 46 e 49.



As questões difíceis desta aula apresentam algumas abordagens diferentes. Sendo assim, é interessante que você conheça algumas ferramentas que ajudam a resolvê-las.

- A questão 38 (ITA – 2012) com certeza assusta quando vista à primeira vez, devido à complexidade característica dos sistemas químicos compostos por poliácidos, como é o caso do H_3PO_4 . Porém, os conhecimentos básicos acerca das curvas de pH são suficientes para matar essa questão, como mostra a resolução.

Lembre-se sempre de que **o pKa entre duas espécies do poliácido pode ser obtido através do gráfico nos pontos em que a concentração do ácido considerado é igual à concentração da sua base conjugada** (esse fato pode ser observado facilmente, a partir da análise da equação do K_a do ácido).

As alternativas B e C exigem o reconhecimento de substâncias das 3 ionizações a partir do gráfico, e a alternativa D envolve o processo de preparação da solução tampão considerada.

Por isso, é imprescindível que você esteja familiarizado com o método de produção das soluções tampão e com as curvas de pH das substâncias, especialmente poliácidos ou polibases.

Nas questões que envolvem poliácidos, o segredo é sempre escrever todas as equações de ionização do ácido e analisar a composição do sistema nos pontos de interesse.

- A questão 46 (IME – 2009) é extremamente interessante e criativa. A questão envolve o equilíbrio de solubilidade do ácido benzoico particionado entre a água da solução e um solvente orgânico imiscível em água.

Nesse tipo de questão, teremos que levar em conta os dois equilíbrios: ácido benzoico em água e ácido benzoico no solvente orgânico. Por isso que o aluno deve ter atenção e fazer as contas com calma e organização, e essa é a única dificuldade da questão.

Observe como o professor Thiago começa a resolução, equacionando as principais informações necessárias para o desenvolvimento da questão: conservação da massa, equação de Henderson-Hasselbach, relação entre número de mols das substâncias e demais equações de equilíbrio.

Essa organização logo de início ajuda muito a visualizar o caminho que deve ser tomado por você, afim de atingir uma resolução clara e concisa. Portanto, procure desenvolver esse hábito nas suas resoluções.

- Na questão 49 (IME – 2007), temos uma ideia muito criativa de questão que envolve equilíbrio e solubilidade. Note que não é necessário descobrir as substâncias A e B mencionadas, apenas precisamos utilizar a estequiometria para descobrir os valores de concentração e para aplicar as equações de equilíbrio.

É uma questão que pode assustar no começo, pelo enunciado um tanto confuso, mas que flui naturalmente quando resolvida de maneira organizada e atenta ao enunciado. Esse estilo de questão com certeza poderia ser abordado novamente numa versão mais recente do ITA.

Além disso, gostaria de ressaltar a semelhança entre as questões 20, do ITA 2019, e 42, do ITA 2007. Ambas tratam de indicadores e têm ideias de resolução bastante parecidas. É por isso que é importante resolver as questões antigas e estar em contato com o maior número de estratégias de resolução, pois vez ou outra as questões se repetem no vestibular, mesmo que de maneira sutil.

Para Manter o Foco



Dentre todas as questões selecionadas até agora e nesta seção, destaco a divisão proposta na tabela a seguir para mantermos nosso foco.

Sendo assim, não pule esta aula sem ter feito essas questões e entendido sua resolução.

Assunto	Questões
<i>Indicadores</i>	20, 25, 42
<i>Equilíbrio de solubilidade</i>	21, 22, 23, 29, 36, 41, 44
<i>pH de soluções de ácido ou base fracas</i>	24, 37, 38, 40
<i>pH de soluções de ácido ou base fortes</i>	28
<i>Titulação</i>	26
<i>Condutividade elétrica das soluções iônicas, relação carga/raio</i>	30, 34
<i>Hidrólise de sais</i>	27, 31, 32, 35, 39, 43, 45
<i>Gráficos de pH</i>	33



Tabela Estatística

Assunto	Nº de Questões 2011-2018	Nº médio de Questões por prova
<i>Reações Inorgânicas/Solubilidade</i>	26	3,25
<i>Termoquímica</i>	26	3,25
<i>Cinética Química</i>	21	2,63
<i>Equilíbrio Iônico</i>	21	2,63
<i>Orgânica: Reações</i>	21	2,63
<i>Química Descritiva (Laboratório, Cores)</i>	20	2,50
<i>Eletroquímica: Pilha</i>	19	2,38
<i>Gases</i>	15	1,88
<i>Ácidos e Bases Inorgânicos</i>	14	1,75
<i>Soluções</i>	14	1,75
<i>Equilíbrio Químico (Chatelier)</i>	13	1,63
<i>Atomística/Quântica</i>	12	1,50
<i>Sais e Óxidos</i>	12	1,50
<i>Estequiometria</i>	10	1,25
<i>Ligações Intermoleculares (Dipolo Permanente, Induzido, Lig. de Hidrogênio)</i>	10	1,25
<i>Eletroquímica: Eletrólise</i>	8	1,00
<i>Orgânica: Nomenclatura/Funções</i>	8	1,00
<i>Propriedades Coligativas</i>	8	1,00
<i>Oxirredução/NOx</i>	8	1,00
<i>Ligações Químicas (Covalente, Metálica, Iônica)</i>	7	0,88
<i>Estados Físicos/Diagrama de Fases</i>	6	0,75
<i>Radioatividade/Cinética Radioativa</i>	6	0,75
<i>Orgânica: Isomeria</i>	5	0,63
<i>Orgânica: Polímeros</i>	5	0,63
<i>História Científica</i>	5	0,62
<i>Tabela Periódica</i>	3	0,38
<i>Teoria Atômico Molecular</i>	3	0,38
<i>Cristalografia</i>	2	0,25

Orgânica: Acidez/Basicidade	2	0,25
Coloides	2	0,25
Orgânica: Bioquímica	2	0,25
Orgânica: petróleo	1	0,13
Cálculo de Fórmulas	1	0,12