

# SOLUÇÕES, CONCENTRAÇÕES E NOÇÕES SOBRE PROPRIEDADES COLIGATIVAS

## SOLUÇÕES, CONCENTRAÇÕES E NOÇÕES SOBRE PROPRIEDADES COLIGATIVAS | INFOS E ESTRATÉGIAS GERAIS

### Considerações gerais sobre o tópico:

- ✓ Tópico muito importante por ser o alicerce para vários outros tópicos da química, como equilíbrio químico e estequiometria.
- ✓ Não pode ser negligenciado por aqueles que não têm contato com a química há muito tempo.
- ✓ Ainda que cronograma geral de estudos seja muito extenso, você deve resolver um número alto de questões neste tópico, haja vista ser um tópico frequente nas provas de concurso. Além disso, tópicos que possuem muitas relações matemáticas, como este, somente são de fato internalizados e absorvidos após a resolução de muitas questões pelo próprio aluno.

### Sugestões de por onde estudar

Aula sobre “Soluções, Concentrações e Propriedades Coligativas” – Prof. Diego Souza (PDF e/ou videoaula) – Estratégia Concursos. *Material objetivo focado na preparação para concursos em que os conteúdos abordados foram selecionados pela incidência em provas anteriores, visando sempre o estudo de cada tópico em um curto intervalo de tempo.*

Martha Reis. (2013). Química. São Paulo: Ática. Volume 1: Capítulo 04. Volume 2: Capítulos 05, 06, 07 e 08. *Livro de nível médio, mas que pode ser uma boa opção para um primeiro contato com a matéria, pois apresenta uma linguagem bem acessível, didática e objetiva. Além disso, abarca boa parte dos assuntos abordados neste tópico da monitoria.*

Atkins, P. (2018). Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7ª edição. Capítulo “Fundamentos”: Tópico G. *Livro adotado no ensino superior, também com linguagem acessível e com abordagem mais detalhada. Indicado para alunos intermediários e avançados. Caso opte por essa fonte, precisa ter muito cuidado em não estudar além dos assuntos discriminados abaixo, como a seção de “Técnicas de separação”.*

Videoaula complementar: Canal “Química Alceudispor” no Youtube.

- Aula 211 Estudo das Soluções
  - [https://www.youtube.com/watch?v=ZzCT7njCTNs&t=136s&ab\\_channel=Qu%C3%ADmicaAlceudispor](https://www.youtube.com/watch?v=ZzCT7njCTNs&t=136s&ab_channel=Qu%C3%ADmicaAlceudispor)

*Professor Alceu Totti tem excelente didática e disponibiliza gratuitamente muitas aulas em seu canal. Aborda vários tópicos da Química Geral de maneira mais aprofundada do que demais professores que lecionam para nível médio, o que torna muitas de suas aulas bastante úteis para o contexto dos concursos.*

**Obs. 1:** caso não disponha das fontes sugeridas, você poderá utilizar outras referências desde que se limite a estudar os assuntos discriminados a seguir. Em caso de dúvida, consulte os monitores, os quais juntamente com o prof., irão orientá-los sobre o que é necessário estudar.

**Obs. 2:** estudo eficaz para concursos depende não só de qualidade, mas também de agilidade. Por isso, considere as diferentes sugestões de por onde estudar como diferentes opções. Se concentre em uma fonte de conteúdo principal por cada tópico e utilize as demais como fonte de consulta complementar. A resolução de muitas questões lhe permitirá mapear pontos que você ainda está deficitário e lhe ajudará na orientação do que falta estudar ou que pontos reforçar.

## Principais tópicos a serem estudados/extraídos dos materiais de estudo

Definição de dispersão e classificação dos diferentes tipos de dispersões (solução verdadeira, solução coloidal e suspensão), compreendendo as diferenças entre elas. Conceito de coeficiente de solubilidade em soluções verdadeiras. Cálculo de concentração em diferentes unidades e tipos (concentração comum, título em massa, título em volume, molaridade, molalidade, fração molar e normalidade). Cálculo de concentração inicial e final em diluições e em misturas de soluções de mesmo soluto. Definição das propriedades coligativas e como elas afetam nosso cotidiano, compreendendo e memorizando os principais exemplos. Aplicação da Lei de Raoult nos efeitos coligativos.

## Orientações sobre estudo e revisão

Como estudar?	
<p><b>Aluno iniciante:</b></p> <p>Leia o PDF do Professor Diego Souza, fazendo anotações em seu caderno ou no próprio Bizu impresso ou digital, ou imprima os slides e assista à aula fazendo neles anotações. Sigas as orientações deste Bizu e os tópicos destacados a partir da próxima página.</p> <p>Este Bizu será útil para anotações e complementações, mesmo que você utilize outras fontes de conteúdo além das sugeridas.</p>	<p><b>Aluno intermediário ou avançado</b></p> <p>No lugar de estudar detalhadamente, devem revisar rapidamente os pontos listados acima e realizar um número elevado de questões do tema. Além de seguir as dicas discriminadas no Bizu a partir da próxima seção.</p> <p>Caso ainda não possua anotações e/ou material de revisão, utilizar uma das estratégias indicadas para os alunos iniciantes para produção deste material.</p>
<p>Não se esqueça de adicionar, aos seus materiais de resumo por tópico, comentários sobre questões que errou e novos conceitos que a partir delas você aprendeu. Anote, também, comentários sobre algumas questões típicas sobre o assunto e questões críticas que acertou, bem como as razões do acerto. Muitas vezes acertamos pelos motivos errados e levamos aquela confusão de conceitos para a prova. Por isso, se certifique dos motivos dos acertos das questões.</p>	
Como revisar?	
<p>Revise os assuntos deste tópico por meio de um ou mais dos seguintes materiais em ordem de preferência:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>✓ Seu material de resumo/revisão com suas anotações;</li><li>✓ Bizu com anotações;</li><li>✓ Resumo disponibilizado pelo professor do curso em PDF;</li><li>✓ Muitas questões sobre o tema (tópicos que envolvem matemática devem ser praticados);</li><li>✓ Caso esteja absolutamente seguro de todas as anotações e informações do seu material de revisão, então você pode resolver mais questões sobre este tópico (além das listas de questões). Esta é uma forma de “estudo ativo”, para checar seus conhecimentos e eventualmente mapear algum conceito que esteja faltando.</li></ul>	

## SOLUÇÕES, CONCENTRAÇÕES E NOÇÕES SOBRE PROPRIEDADES COLIGATIVAS | BIZUS

Você não pode finalizar o estudo deste tópico sem dominar os seguintes aspectos:

1. Saiba identificar os tipos de dispersões (soluções verdadeiras, soluções coloidais e suspensões). As questões não cobram esses conceitos de forma direta, mas sim de forma contextualizada, então é importante compreendê-los bem e lembrar de exemplos de cada um.

**Dispersão** é um sistema composto por um disperso e um dispersante. A substância que está, em geral, em menor quantidade e que se encontra ao longo de outra substância é chamada disperso. Por outro lado, a substância, na qual o **disperso** se encontra, é chamada **dispersante**. Podemos generalizar e dizer que toda mistura é uma dispersão.

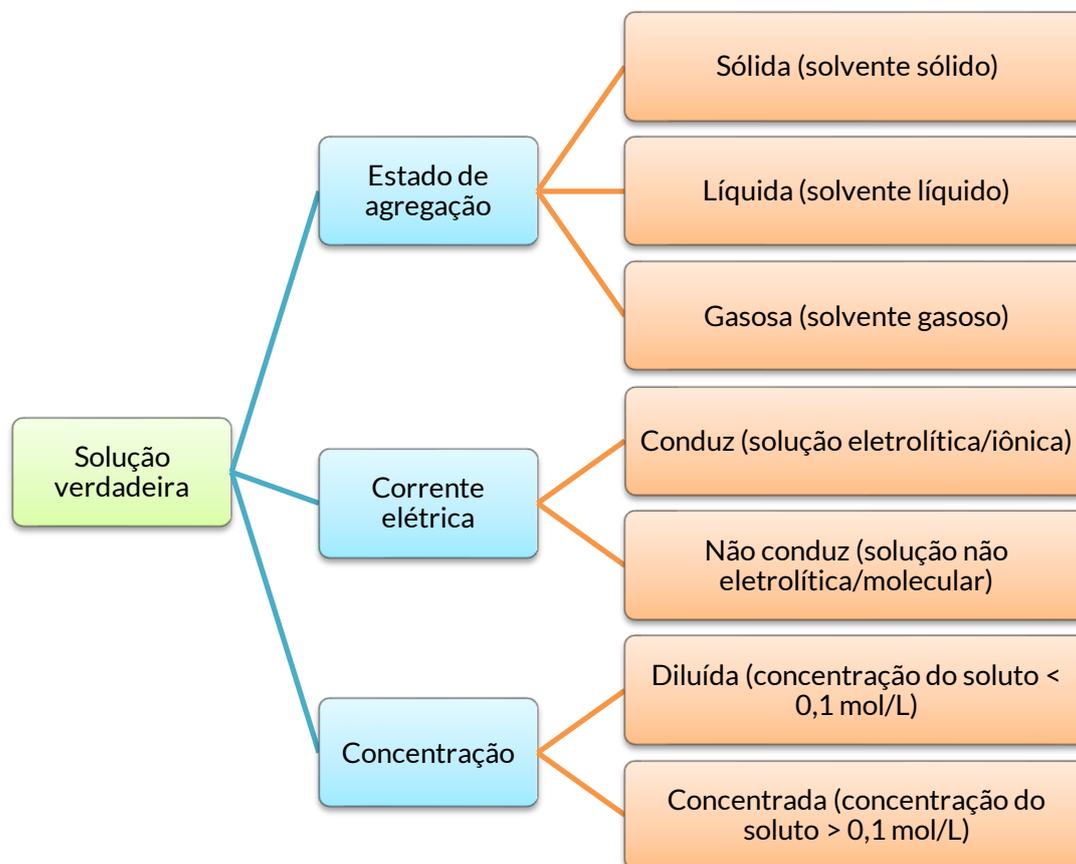


Lembre-se que a água é o solvente universal porque é capaz de dissolver a maioria das substâncias, mas não é o único solvente, existem também os solventes orgânicos (hexano, etanol, entre outros). Inclusive, muitas substâncias que não se dissolvem em água podem ser solubilizadas em solventes orgânicos.

- Dentro do tópico de dispersões encontram-se as misturas. Compreenda o conceito de mistura homogênea e de mistura heterogênea. Os processos de separação de misturas também são importantes, mas abordaremos seus detalhes em outro Bizu.
- Apresento abaixo mais subtipos e exemplos de soluções coloidais, para que fique claro que uma mistura aparentemente constituída por uma única fase pode “esconder” coloides, como no caso do leite e do sangue.

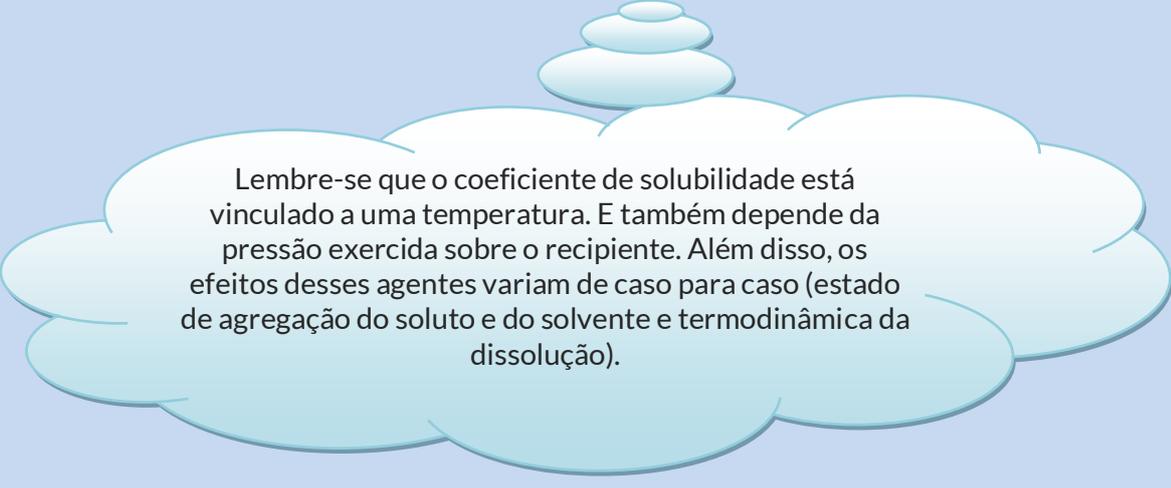
Tipos de soluções coloidais	Disperso	Dispersante	Exemplos
<b>Aerossol</b>	Sólido ou líquido	Gasoso	Fumaça oriunda de queima, nevoeiro, umidificador de ar.
<b>Espuma</b>	Gás	Líquido ou sólido	Chantilly, clara de neve, pedra-pomes
<b>Emulsão</b>	Líquido	Líquido	Leite, manteiga e maionese
<b>Sol</b>	Sólido	Líquido ou sólido	Tintas e sangue
<b>Gel</b>	Líquido	Sólido	Apresenta textura gelatinosa e elástica. Ex: gel para cabelo, gelatina e geleia de frutas.

- As soluções verdadeiras serão abordadas aqui no Bizu com mais profundidade do que os outros tipos de soluções, isso porque nas provas de concurso o conhecimento em relação a elas é majoritariamente mais exigido. As soluções verdadeiras podem ser classificadas quanto ao estado de agregação (sólida, líquida ou gasosa), quanto ao seu comportamento na condução de corrente elétrica (condutoras e não condutoras) e quanto à concentração do soluto em solução.



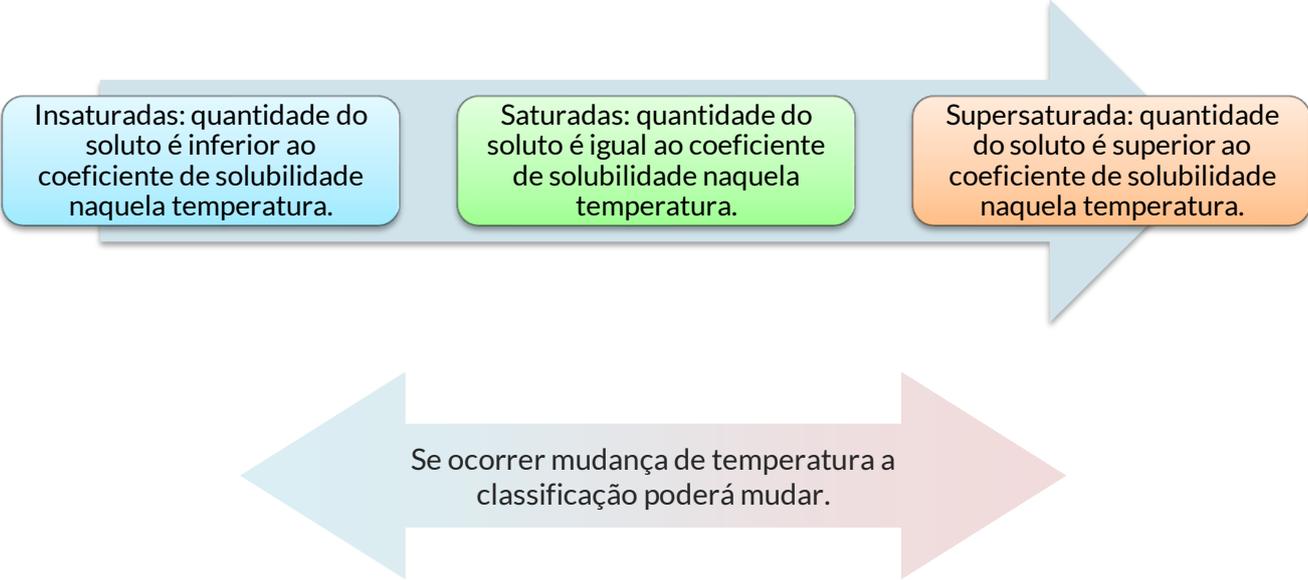
5. Como uma solução verdadeira é composta de um solvente e um soluto dissolvido, a quantidade máxima de soluto que é capaz de ser dissolvida no solvente é um fator determinante nas aplicações laboratoriais e industriais.

O **coeficiente de solubilidade** expressa a quantidade máxima de soluto que se dissolve totalmente em uma quantidade padrão de solvente (100 g, 1000 g, 100 mL, 1 L), em determinada temperatura.



Lembre-se que o coeficiente de solubilidade está vinculado a uma temperatura. E também depende da pressão exercida sobre o recipiente. Além disso, os efeitos desses agentes variam de caso para caso (estado de agregação do soluto e do solvente e termodinâmica da dissolução).

6. Tenha em mente o significado químico e prático das classificações das soluções em insaturadas, saturadas e supersaturadas.



Insaturadas: quantidade do soluto é inferior ao coeficiente de solubilidade naquela temperatura.

Saturadas: quantidade do soluto é igual ao coeficiente de solubilidade naquela temperatura.

Supersaturada: quantidade do soluto é superior ao coeficiente de solubilidade naquela temperatura.

Se ocorrer mudança de temperatura a classificação poderá mudar.

7. A partir daqui começamos com os bizzus em relação à concentração de soluções, em suas mais diversas situações. Se as soluções podem ser classificadas quanto à quantidade de soluto dissolvida, assim também a concentração varia de acordo com o tanto de soluto adicionado.

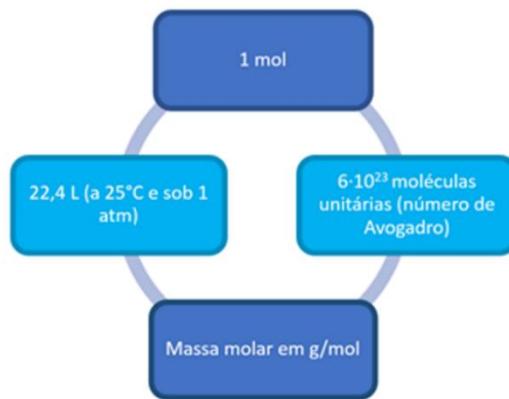
$$C = \frac{m}{V}$$

8. Lembre-se que existem diferentes tipos de concentração, que podem ser apresentadas em diferentes unidades e, por isso, calculadas de diferentes formas. Todas elas são importantes para a resolução de variados exercícios que envolvem cálculos estequiométricos.

Tipo de concentração	Fórmula	Unidades usuais
Concentração comum (C): relação entre a massa (m) de soluto e o volume total da solução (V).	$C = \frac{m}{V}$	g/L, mg/L, µg/mL, µg/L.
Título (T) em massa: um tipo de concentração que indica relação massa/massa (m/m), ou seja, uma fração. Também pode ser expressa em porcentagem ou quantas unidades de massa do soluto está presente em 100 unidades de massa da solução.	$T = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}}}$ $T = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}} \cdot 100 = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}}} \cdot 100$	%, o T será adimensional caso não seja multiplicado por 100.
Título (T) em volume: concentração volume/volume (v/v) em porcentagem ou quantas unidades de volume do soluto está presente em 100 unidades de volume da solução.	$T = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluto}} + V_{\text{solvente}}}$ $T = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} \cdot 100 = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluto}} + V_{\text{solvente}}} \cdot 100$	Adimensional %
Molaridade ou concentração molar (M): número de mols (n) (quantidade de matéria) do soluto presentes em 1L de solução.	$M = \frac{n}{V}, \text{ já que } n = \frac{m}{MM}$ <p>Podemos substituir a 2º eq. na 1º eq. e obter:</p> $M = \frac{m}{MM \times V}$	mol/L que corresponde ao termo <b>molar (M)</b> , o qual está em desuso.
Molalidade ou concentração molal (W): número de mols (n) (quantidade de matéria) do soluto presentes em 1 Kg de solução.	$W = \frac{n}{m_{\text{solvente}} \text{ (Kg)}}$	mol/Kg que corresponde ao termo <b>molal</b> .
Fração molar (X): relação entre o número de mols do soluto ou do solvente e o número de mols totais. Por exemplo, se X para um dado soluto é 0,2, podemos dizer que 20% dos mols presentes são do soluto ou que 1 a cada 5 mols presentes são do soluto.	<p>Considerando uma solução com apenas um soluto e um solvente, X para o soluto pode ser escrito como:</p> $X = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{totais}}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}$ <p><b>Caso haja mais que dois constituintes presentes na solução, então:</b></p> $X = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + \dots + n_3}$	É adimensional e varia entre 0,0 (substância ausente) até 1,0 (substância pura).
Normalidade (N) ou concentração normal: é um tipo de concentração em desuso, baseado na relação entre o equivalente-grama (E) do soluto e o volume da solução (V), representada pela fórmula a seguir. Como você já sabe concentração molar (M) e, nas poucas vezes em que é cobrada N, a banca se limita a exigir seu cálculo, vamos simplificar a abordagem mostrando como calculamos N a partir de M.	$N = k \cdot M \text{ ou } N = k \cdot \frac{n}{V}$ <p>Em que,                  MM: massa molar da substância                  k: <b>fator normalizador</b> que varia de acordo com a espécie química, como descrito abaixo:  <b>Para ácidos:</b> k = nº de H ionizáveis na molécula  <b>Para bases:</b> k = nº de OH⁻ no composto  <b>Para sais:</b> k = nº de cargas positivas (+) ou negativas (-) na molécula. Ex.: solução de Ca²⁺, k = 2.</p>	N (normal)

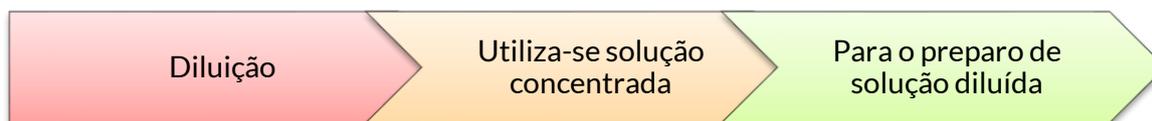
9. Memorize as relações de ppm e ppb, bem como as relações entre número de Avogadro, mol, massa molar e volume molar de um gás ideal.

1 ppm = 1 mg/Kg  
 1ppb = 1 µg/Kg  
 Para soluções aquosas diluídas:  
 1 ppm = 1 mg/L  
 1ppb = 1µg/L



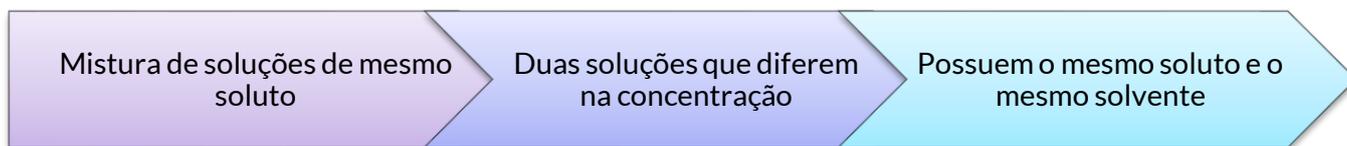
Adaptado de manualdaquimica.uol.com.br (2018)

10. Quando misturamos duas soluções estamos fazendo ou uma diluição ou uma mistura de soluções de mesmo soluto. Para você encontrar a concentração (final ou inicial), lembre-se das relações matemáticas que são apresentadas abaixo.



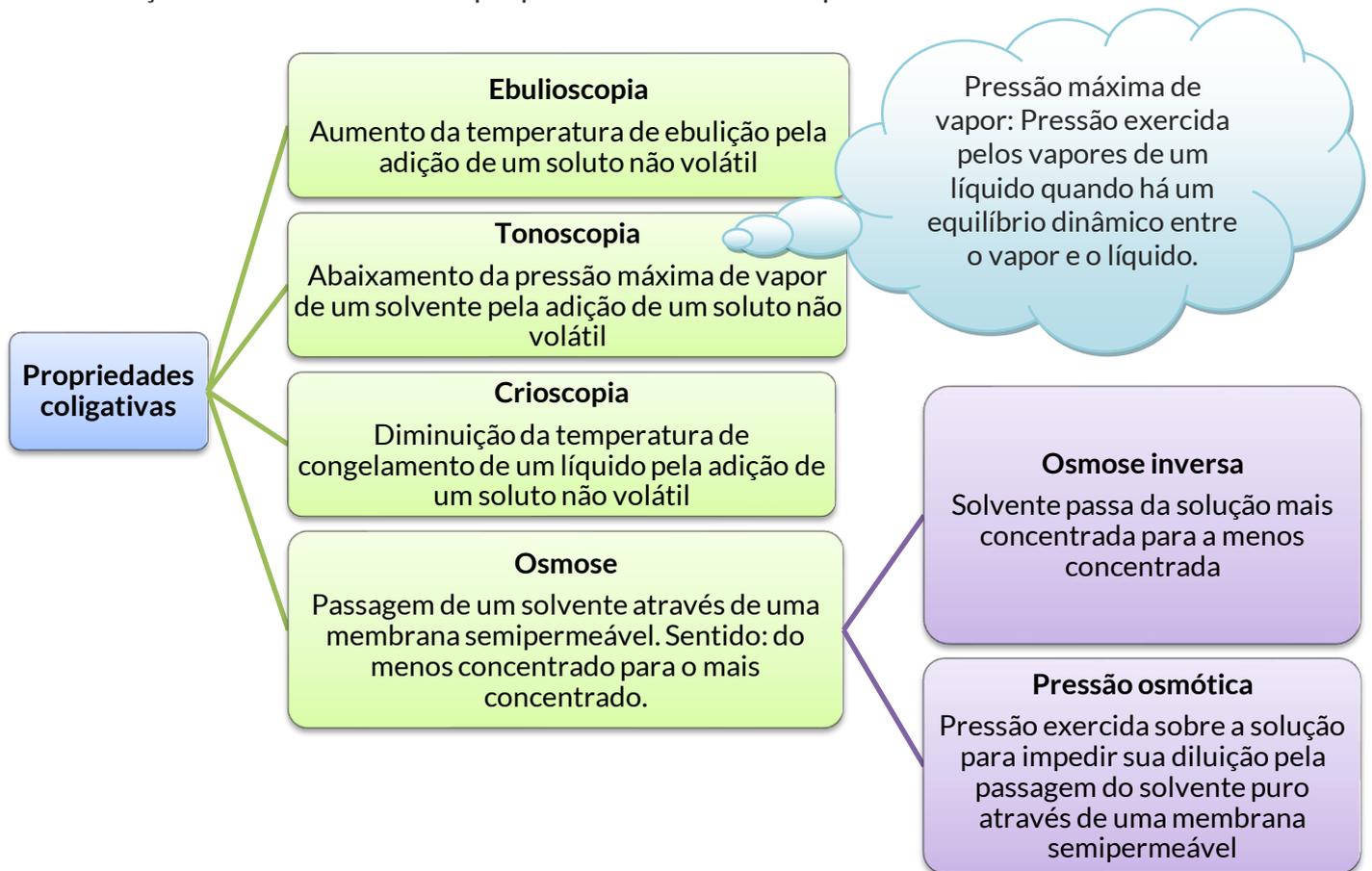
$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

DICA: Ao utilizar a fórmula  $C_1V_1=C_2V_2$ , caso a mesma unidade de medida esteja situada em lados opostos, não é necessário realizar a sua transformação. Apenas tenha cuidado, as unidades em lados opostos precisam ser iguais para se anularem. Ok?!



$$C \cdot V = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2$$

11. Já que estamos falando de soluções, você precisa lembrar que quando um soluto **não volátil** é dissolvido em um solvente, algumas propriedades são alteradas, isto é, as propriedades da solução serão diferentes das propriedades do solvente puro.



12. Por fim, destacamos aqui uma conclusão matemática das variações das propriedades coligativas em soluções formadas por solutos não voláteis: a Lei de Raoult.

Ao se dissolver 1 mol de qualquer soluto **não volátil e não iônico** em 1 kg de solvente, será observado sempre o mesmo efeito **tonométrico** ou **ebuliométrico** ou **criométrico**.

Lembre-se que:  
 $\text{mol de soluto/Kg de solvente} = \text{molalidade (W)}$

Com a Lei de Raoult percebemos que os efeitos coligativos só dependem da molalidade da solução.

~~Não dependem da natureza química do soluto.~~

Dependem da quantidade de soluto.

Atente-se ao peguinha clássico aqui!  
Quantidade de soluto se relaciona com a quantidade de partículas liberadas no solvente!

(Univag - 2018) Considere as seguintes soluções aquosas:

glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) 0,2 mol/L

cloreto de sódio ( $NaCl$ ) 0,1 mol/L

iodeto de potássio ( $KI$ ) 0,2 mol/L

sacarose ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) 0,1 mol/L

Dentre as soluções citadas, aquelas que devem apresentar a mesma temperatura de congelamento são:

A) glicose e iodeto de potássio.

B) cloreto de sódio e iodeto de potássio.

C) glicose e sacarose.

D) sacarose e cloreto de sódio.

E) glicose e cloreto de sódio.

*Raoult: as propriedades coligativas se alteram de acordo com a molalidade ( $n^\circ$  de mols de partículas para cada 1 kg de solvente), independente da composição química, desde que o soluto seja não volátil.*