



**QUIMICA**



**CIÊNCIAS NATURAIS E SUAS TECNOLOGIAS**



**SETOR I**



**ENEM 2011**

## Módulo 1. Modelos atômicos

### 1. J. Dalton (1808)

Esfera maciça, indivisível, indestrutível

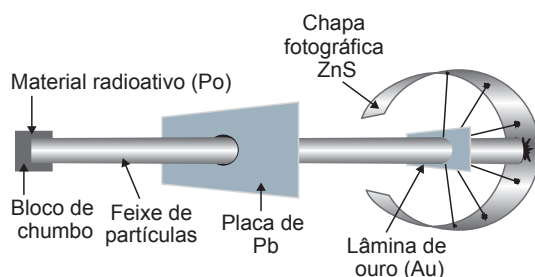
### 2. J. J. Thomson (1897)

Esfera de massa positiva com cargas negativas incrustadas

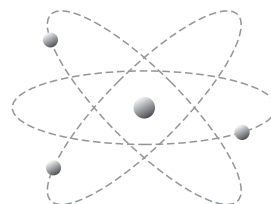
### 3. E. Rutherford (1911)

Núcleo positivo com elétrons girando em órbitas circulares

#### Experiência de Rutherford



### 4. Modelo atômico clássico (1932)



Núcleo { prótons(p)  
nêutrons(n)  
Elétrosfera { elétrons(e)

## Módulo 2. Conceitos fundamentais (I)

### 1. Número atômico (Z)

Número de prótons

### 2. Número de massa (A)

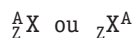
Número de prótons + número de nêutrons

$$A = Z + n$$

### 3. Elemento químico

Conjunto de átomos com o mesmo número atômico (Z).

### 4. Notação geral de um átomo



### 5. Átomo neutro (estado fundamental)

Número de prótons = número de elétrons

### 6. Cátion

Átomo que perdeu elétron  ${}^A_Z X^+$

### 7. Ânion

Átomo que recebeu elétron  ${}_Z X^-$

} íons

### 8. Espécies isoeletrônicas

Mesmo número de elétrons

## Módulo 3. Conceitos fundamentais (II)

### 1. Isótopos

$$\begin{cases} = Z \\ \neq A \\ \neq n \end{cases}$$

### 2. Isóbaros

$$\begin{cases} = A \\ \neq Z \\ \neq n \end{cases}$$

### 3. Isótonos

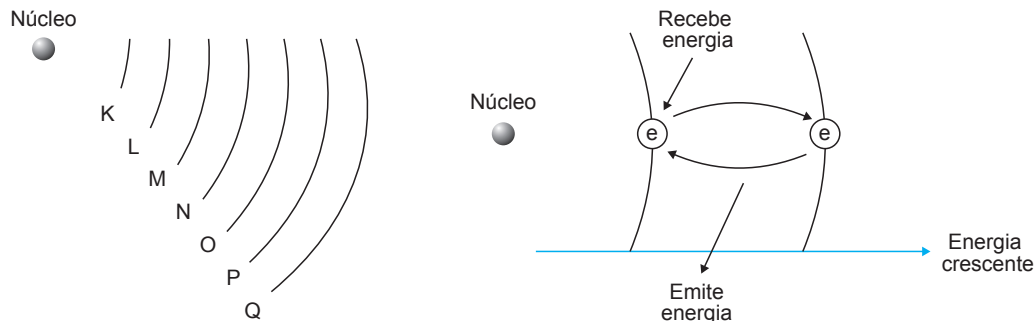
$$\begin{cases} = n \\ \neq Z \\ \neq A \end{cases}$$

## Módulo 4. Modelo atômico de Rutherford-Bohr

- Max Planck (1900): a energia não é emitida de forma contínua (*quantum*).
- N. Bohr (1913)

Postulados

- Elétrons giram em órbitas circulares ao redor do núcleo.
- Movendo-se em uma órbita estacionária, o elétron não emite nem absorve energia.
- Ao receber energia, o elétron pode saltar de uma órbita mais interna para uma mais externa. Ao retornar à sua órbita de origem, libera energia na forma de ondas eletromagnéticas (fóton).



## Módulo 5. Modelo atômico atual (I)

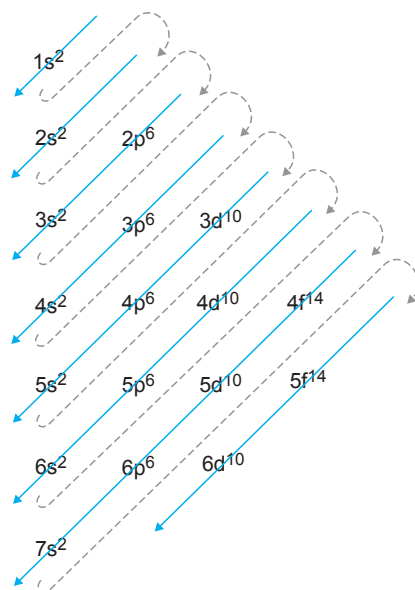
- Sommerfeld (1916): subníveis de energia (número quântico secundário ou azimutal, l): fornece a energia cinética do elétron.
- L. de Broglie (1924): princípio da dualidade; onda-partícula do elétron
- W. Heisenberg (1926): princípio da incerteza
- E. Schrödinger (1926): orbital (região do espaço ao redor do núcleo, onde há a maior probabilidade de se encontrar elétron).

Número quântico principal (n) ⇒ níveis de energia							
n	1	2	3	4	5	6	7
nível	K	L	M	N	O	P	Q
nº máximo de e <sup>-</sup>	2	8	18	32	32	18	2

Número quântico secundário (l) ⇒ subníveis de energia				
l	0	1	2	3
subnível	s	p	d	f
nº máximo de e <sup>-</sup>	2	6	10	14

## Módulo 6. Modelo atômico atual (II)

Distribuição eletrônica (Diagrama de Pauling)



- Elétrons em subníveis (ordem crescente de energia)
- Camada de valência: nível mais afastado do núcleo
- Distribuição (configuração eletrônica) de átomos neutros

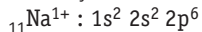
## Módulo 7. Distribuição eletrônica de íons

### 1. Cátions ou íons positivos

São formados pela perda de elétrons de um átomo. Os elétrons que são “retirados” devem pertencer à última camada ou à camada de valência do átomo.

A distribuição eletrônica deve ser feita inicialmente para o átomo e, a seguir, “retirar” os elétrons da camada de valência.

Contração na eletrosfera (cátion)

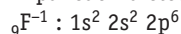


### 2. Ânions ou íons negativos

São formados quando um átomo ganha elétrons. Os elétrons devem ser colocados na camada de valência.

A distribuição eletrônica deve ser feita inicialmente para o átomo e, a seguir, “colocar” os elétrons na camada de valência.

Expansão na eletrosfera (ânion)



## Módulo 8. Classificação periódica dos elementos

Por volta de 1869, Mendeleev, na Rússia, e Meyer, na Alemanha, em trabalhos independentes, criaram uma tabela periódica, dispondo os elementos em ordem crescente de massa atômica. Mendeleev estabelecia que as propriedades físicas e químicas dos elementos variavam periodicamente em função de suas massas atômicas.

Em 1913, Moseley observou que as propriedades dos elementos variavam periodicamente em função de seu número atômico. Dispôs, então, os elementos em ordem crescente de número atômico, formando, na horizontal, os períodos e,

na vertical, as famílias ou grupos, que reúnem os elementos com propriedades químicas semelhantes.

**Famílias ou grupos** (18 colunas verticais)

Algumas famílias possuem nomes especiais:

IA ou 1 – Metais alcalinos

IIA ou 2 – Metais alcalinoterrosos

IIIA ou 13 – Família do boro

IVA ou 14 – Família do carbono

VA ou 15 – Família do nitrogênio

## Módulo 1. Propriedades da matéria

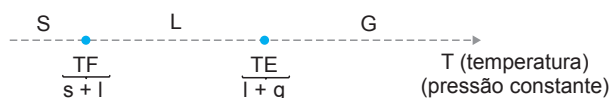
### Propriedades gerais, funcionais e específicas

#### 1. Matéria, corpo e objeto

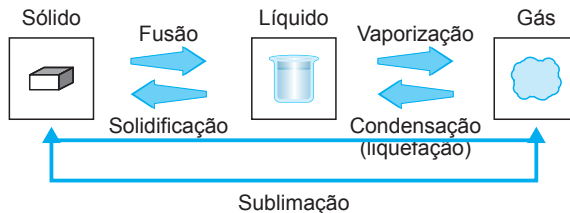
- |      |                                |   |   |
|------|--------------------------------|---|---|
| I.   | Propriedades gerais da matéria | } | massa<br>extensão<br>impenetrabilidade<br>compressibilidade<br>elasticidade |
| II.  | Propriedades físicas           |   |   |
| III. | Propriedades químicas          |   |   |
| IV.  | Propriedades organolépticas    |   |   |
| V.   | Propriedades específicas       |   |   |

#### 2. Estados físicos

Sólido (s), líquido (l) e gasoso (g)



#### 3. Mudanças de estado físico



**Ponto de fusão:** temperatura constante na qual um sólido se transforma em líquido.

**Ponto de ebulição:** temperatura constante na qual um líquido se transforma em vapor.

**Densidade:** é a relação entre a massa de uma amostra de matéria e o volume ocupado por ela.

## Módulo 2. Substâncias e misturas

#### 1. Substância pura

Espécie de matéria que, para qualquer amostra analisada, possui os mesmos valores para PF e PE, densidade (PF e PE ocorrem à temperatura constante), fixada a pressão.

#### 2. Mistura

Espécie de matéria que apresenta variação na temperatura durante a fusão ou a ebulição.

#### 3. Tipos de misturas

Eutética:  $T_{\text{fusão}}$  é constante;  $T_{\text{ebul.}}$  varia.

Azeotrópica:  $T_{\text{fusão}}$  varia,  $T_{\text{ebul.}}$  é constante.

## Módulo 3. Sistemas

### 1. Sistema homogêneo

É visualmente uniforme em toda a sua extensão. Possui uma única fase (porção) química e fisicamente homogênea.

Pode ser:

- a) substância pura em um único estado físico;
- b) mistura homogênea (solução).

### 2. Sistema heterogêneo

Não é visualmente uniforme em toda a sua extensão. Possui mais de uma fase. Pode ser:

- a) substância pura em mais de um estado físico;
- b) mistura heterogênea.
  - Componente: é cada substância que participa da mistura.
  - Fase: toda porção homogênea, contínua ou não.
  - Mistura de gases: é sempre homogênea.
  - Granito: 3 fases (quartzo, feldspato e mica)

### 3. Transformação física

Altera a forma da matéria sem alterar sua identidade química.

### 4. Transformação química

Altera a identidade química da substância envolvida.

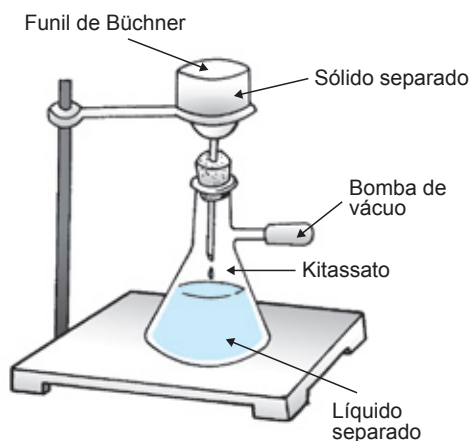
**Observação:** para representar os elementos, surgem os símbolos.

Para representar moléculas de um composto, surgem as fórmulas. Para representar reações (transformações químicas), surgem as equações.

Equação química: representação abreviada de uma reação química.

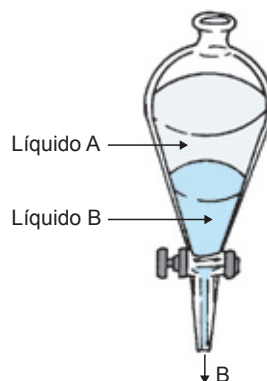
## Módulo 4. Separação de misturas heterogêneas (I)

- Sifonação: S/L e L/L
- Flotação: S/S
- Levigação: S/S
- Filtração comum: (S + L); (S + G)
- Filtração a vácuo (sucção): acelera uma filtração comum.



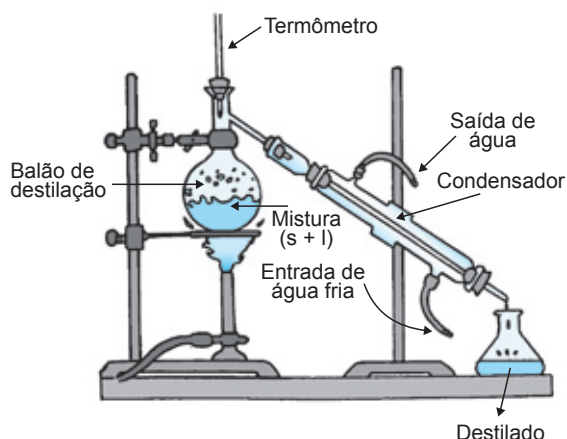
## Módulo 5. Separação de misturas heterogêneas (II)

- Dissolução fracionada: S/S
- Separação magnética: S/S
- Decantação (sedimentação): (S + L) ; (S + G)
- Decantação (funil de bromo): (L + L)
- Centrifugação: acelera uma decantação



## Módulo 6. Separação de misturas homogêneas

### Destilação simples (S + L)



**Destilação fracionada (L + L)** (exceto mistura azeotrópica)

**Fusão fracionada (S + S)** (exceto mistura eutética)

**Liquefação fracionada (G + G)** (liquefação e destilação fracionada)

### Extração

#### Tratamento de água (cidades)

- 1) Floculação
- 2) Decantação (sedimentação)
- 3) Filtração
- 4) Cloração e fluoretação da água também são importantes.

## Módulo 7. Constituição da matéria e alotropia

### Teoria atômica de Dalton

(Explicação **micro** para observações **macro**)

- a) Qualquer espécie de matéria é formada de átomos.
- b) Átomos de um mesmo elemento são iguais em massa, tamanho e em todas as propriedades.
- c) Átomos de elementos diferentes possuem propriedades físicas e químicas diferentes.

\* (Não leva em conta isótopos.)

**Dalton:** átomo (bola de bilhar), indivisível.

Átomo ↔ elemento químico (símbolo)

Molécula ↔ substância (fórmula)

**Substância** (espécie química): moléculas “quimicamente” iguais:

– Simples: átomos “quimicamente” iguais (1 elemento químico).

– Composta: átomos “quimicamente” diferentes (2 ou mais elementos químicos).

**Alotropia:** substâncias simples diferentes, formadas pelo mesmo elemento químico (átomos “quimicamente” iguais).

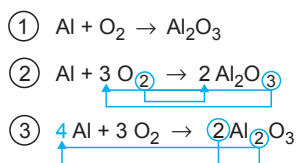
**Mistura:** moléculas “quimicamente” diferentes (duas ou mais substâncias).

## Módulo 8. Balanceamento das equações (método das tentativas)

### Regra prática para balanceamento

- 1) Raciocinar com o elemento que aparece apenas uma vez no primeiro e no segundo membro da equação.
- 2) Preferir o elemento que possua índices maiores.
- 3) Transpor seus índices de um membro para outro, usando-os como coeficientes.
- 4) Prosseguir usando o mesmo raciocínio para os outros elementos.

Exemplo:



## Módulo 9 • Distribuição eletrônica na tabela periódica (I)

### 1. Tabela periódica

Salvo algumas exceções, elementos de uma mesma família possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência (propriedades químicas semelhantes).

### 2. Elementos representativos (famílias A)

Possuem o elétron de maior energia nos subníveis **s** ou **p**. O número de elétrons na última camada é indicado pelo número da família, para as famílias I A até VII A.

Família	Nº de elétrons na última camada	Configuração
I A	1	$ns^1$
II A	2	$ns^2$
III A	3	$ns^2 np^1$
IV A	4	$ns^2 np^2$
V A	5	$ns^2 np^3$
VI A	6	$ns^2 np^4$
VII A	7	$ns^2 np^5$

Para os gases nobres, encontramos 8 elétrons na última camada ( $ns^2 np^6$ ), exceção feita para o hélio, que possui apenas dois elétrons ( $1s^2$ ). O período é indicado pela camada de valência (n).

## Módulo 10 • Distribuição eletrônica na tabela periódica (II)

### 1. Elementos de transição simples ou externa (famílias B)

Subnível mais energético: d

Nº de elétrons na última camada: 2

Grupo ou família:  $n^\circ$  de elétrons (C. V.) +  $n^\circ$  de elétrons do subnível d (maior energia)

Ex - Z = 21  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

Grupo III B ou 3  
4º período

O grupos VIII B correspondem aos grupos 8, 9 e 10.

Os grupo I B e II B correspondem, respectivamente, aos grupos 11 e 12.

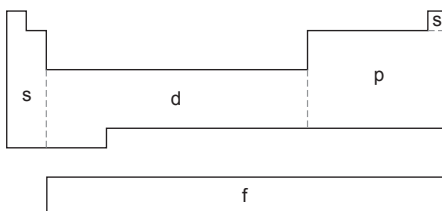
### 2. Elementos de transição interna (lantânídeos e actinídeos)

Subnível mais energético: f

- CV =  $6s^2 \rightarrow$  subnível mais energético: 4f  
Grupo III B ou 3 / 6º período / lantanídeo
- CV =  $7s^2 \rightarrow$  subnível mais energético: 5f  
Grupo III B ou 3 / 7º período / actinídeo

## Módulo 11 • Distribuição eletrônica na tabela periódica (III)

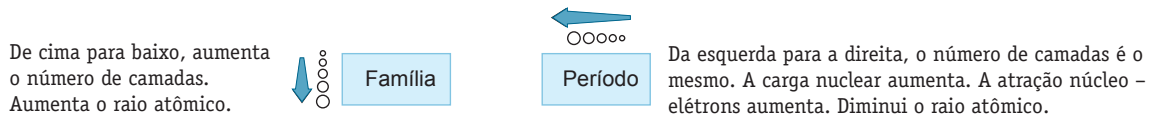
### Subníveis na tabela periódica (maior energia)



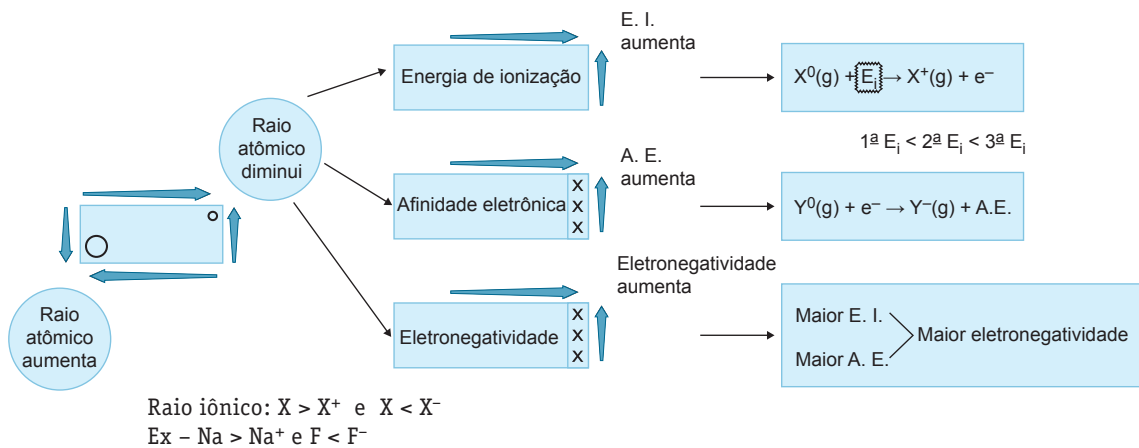


## Módulo 12. Propriedades periódicas (I)

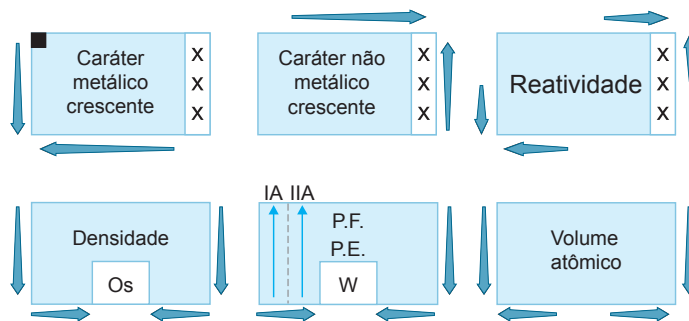
### 1. Raio atômico



### 2. Energia de ionização, afinidade eletrônica e eletronegatividade



## Módulo 13. Propriedades periódicas (II)



## Módulo 14 • Ligação iônica

Ocorrem ligações químicas entre átomos para que estes busquem a estabilidade. Para explicar tal comportamento, utilizamos a Regra do Octeto (Lewis).

### 1. Regra do octeto

Um átomo torna-se estável quando apresenta 8 e<sup>-</sup> na camada de valência, como os gases nobres.

**Exemplo**

Ne = 8e<sup>-</sup> na C.V. ou  $\begin{matrix} \times \times \\ \times \text{Ne} \times \\ \times \times \end{matrix}$  (4 pares = estabilidade)

**Observação**

Alguns átomos estabilizam-se com 2 elétrons, como é o caso do nobre He.

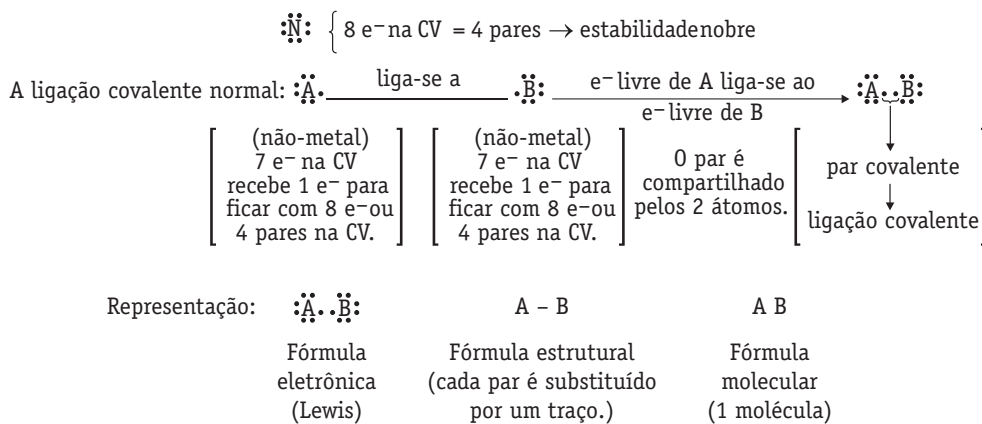
### 2. Ligação iônica ou eletrovalente

Ocorre quando um metal (doando elétron → íon positivo) liga-se a um não-metal, semimetal ou hidrogênio (ganhando elétron → íon negativo).

Entre os íons formados, surge uma atração de natureza eletrostática, provocando a ligação entre eles (ligação iônica).

Compostos iônicos não conduzem corrente elétrica no estado sólido, porém o fazem no estado fundido ou em solução aquosa.

## Módulo 15 • Ligação covalente normal

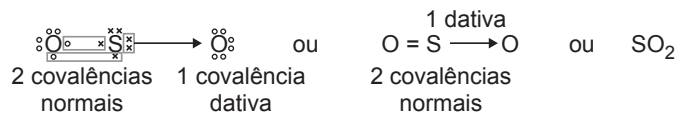


Ocorrência: fazem ligações covalentes ametais, semimetais e hidrogênio.

## Módulo 16 • Ligação covalente coordenada ou dativa

Para que surja uma ligação covalente coordenada ou dativa, um dos átomos deve entrar com 2 elétrons sem fazer ligações (1 par de elétrons) para o compartilhamento e o outro átomo, com falta de um par de elétron (será o beneficiado).

**Exemplo:**



Veja, na tabela, o número de covalências normais (elétrons livres) e o número de covalências dativas (pares de elétrons na CV).

H <sup>×</sup>	<sup>×</sup> <sub>×</sub> IV A <sup>×</sup>	<sup>×</sup> <sub>×</sub> V A <sup>×</sup>	<sup>×</sup> <sub>×</sub> VI A <sup>×</sup>	<sup>×</sup> <sub>×</sub> VII A <sup>×</sup>
1	4	3	2	1
covalente normal	covalentes normais	covalentes normais	covalentes normais	covalente normal
0 dativa	0 dativa	1 dativa	2 dativas	3 dativas

## Módulo 17. Geometria molecular

- Os pares eletrônicos existentes ao redor do átomo central “orientam” a geometria da molécula.
- Quem “determina” a geometria da molécula é a posição dos núcleos dos átomos que constituem a molécula.

### Sequência para determinação da geometria molecular

Montar a fórmula eletrônica da substância, contando os pares de elétrons ao redor do núcleo central.

**Considere:**

- ligações -, =, ≡, → como um único par de elétrons;
- os pares de elétrons ao redor do átomo central que não participaram das ligações.

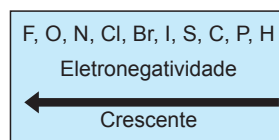
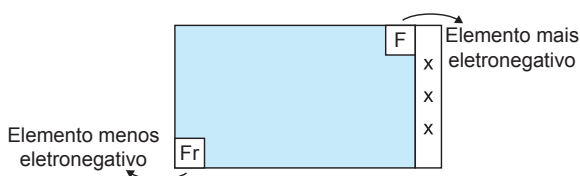
Os pares eletrônicos repelem-se entre si ao máximo (teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência).

Observe a tabela abaixo.

Nº de pares de e <sup>-</sup> ao redor do átomo	Orientação dos pares	Números de núcleos	Geometria
2	xx A xx (linear)	⊕ xx ⊕ xx ⊕ (3)	linear
3	<pre> x x A x x x x           </pre> (triângulo equilátero)	<pre>       xx       ⊕      x x     ⊕ ⊕    (3)           </pre>	angular
		<pre>       ⊕       x       x      ⊕ ⊕     x x    (4)           </pre>	triangular
4	<pre> x x A x x x x x x           </pre> (tetraedro)	<pre>       x       x      ⊕ x x     x x x    (3)           </pre>	angular
		<pre>       x       x      ⊕ x x     x x ⊕    (4)           </pre>	piramidal
		<pre>       ⊕       x       x      ⊕ x x     x x ⊕    (5)           </pre>	tetraédrica

## Módulo 18. Polaridade das ligações

Eletronegatividade é a força de atração exercida pelo átomo sobre os elétrons de ligação.



**Ligação covalente polar:** há diferença de eletronegatividade entre os átomos.

Ex.:  $\delta^+ \text{HCl} \delta^-$

**Ligação covalente apolar:** não há diferença de eletronegatividade entre os átomos.

Ex.:  $\text{H} - \text{H}$

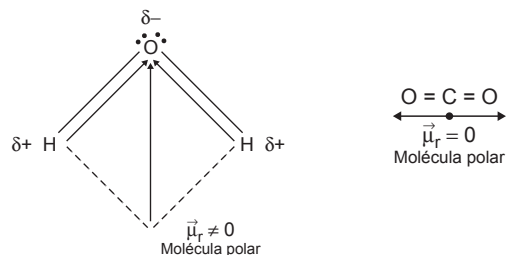
## Módulo 19 • Polaridade das moléculas

• Cada ligação covalente polar será substituída por um vetor  $\vec{\mu}$  (vetor momento dipolar).

• A direção do vetor será a que passa pelos núcleos dos átomos ligados e o sentido será o do polo  $\oplus \rightarrow \ominus$ .

• Se a molécula possuir mais de dois átomos ligados, deve-se analisar o vetor momento dipolar resultante ( $\vec{\mu}_r$ ). Se  $\vec{\mu}_r = 0$ , a molécula é apolar; se  $\vec{\mu}_r \neq 0$ , a molécula é polar.

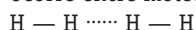
• Exemplo:



## Módulo 20 • Forças (interações) intermoleculares

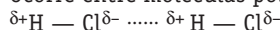
### 1. Van der Waals

I. London (dipolo induzido-dipolo induzido)  
Ocorre entre moléculas apolares.



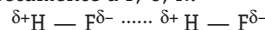
II. Dipolo-dipolo (dipolo permanente-dipolo permanente)

Ocorre entre moléculas polares.



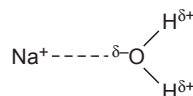
### 2. Ligações de hidrogênio

Ocorre entre moléculas que possuem hidrogênio ligado diretamente a F, O, N.



### 3. Interações íon-dipolo

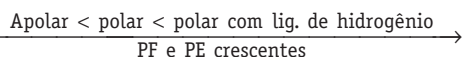
Ocorre entre íons (dissolvidos) com uma molécula polar.



## Módulo 21 • Pontos de fusão e de ebulição de substâncias moleculares e solubilidade

• A fusão ou a ebulição ocorrem com o rompimento das forças intermoleculares.

• Quanto maior a intensidade dessas forças, mais difícil será separá-las e maiores serão os pontos de fusão e de ebulição.



• Para moléculas com o mesmo tipo de forças intermoleculares, temos:



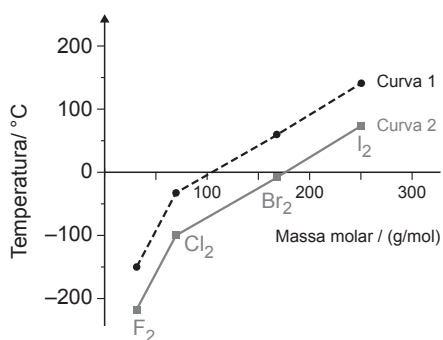
• Solubilidade: "semelhante dissolve semelhante".

## Módulo 22 • Pontos de fusão e de ebulição de substâncias moleculares e solubilidade: exercícios

### Exercícios de Aplicação

1. (UFMG) Analise este gráfico, em que está representada a variação da temperatura de fusão e da temperatura de ebulição em função da massa molar, para  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$  e  $\text{I}_2$ , a 1 atm de pressão:

• No segundo experimento, determinou-se que a substância do frasco **C** foi aquela que sofreu a menor evaporação quando o frasco aberto foi deixado à temperatura ambiente.



Considerando-se as informações contidas nesse gráfico e outros conhecimentos sobre o assunto, é correto afirmar que:

- a temperatura de fusão das quatro substâncias está indicada na curva 1.
- as interações intermoleculares, no  $\text{Cl}_2$ , são dipolo permanente - dipolo permanente.
- as interações intermoleculares, no  $\text{F}_2$ , são menos intensas que no  $\text{I}_2$ .
- o  $\text{Br}_2$  se apresenta no estado físico gasoso quando a temperatura é de 25 °C.

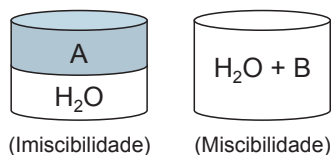
**Resposta: C**

O  $\text{F}_2$  apresenta menores pontos de fusão e de ebulição que o  $\text{I}_2$ .

2. (UFRJ modificado) As substâncias puras tetracloreto de carbono, n-octano, n-hexano e isopropanol encontram-se em frascos identificados apenas pelas letras A, B, C e D.

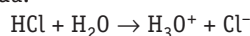
Para descobrir as substâncias contidas nos frascos, foram realizados dois experimentos:

- No primeiro experimento, foi adicionada uma certa quantidade de água nos frascos A e B, observando-se o comportamento a seguir.



## Módulo 23 · Teoria de Arrhenius

- Eletrólitos e não eletrólitos.
- Soluções eletrolíticas e não eletrolíticas.
- Ionização: formação de íons em uma solução devido à reação das moléculas de uma substância dissolvida em água.



- Dissociação: separação dos íons de um retículo cristalino, quando ocorre dissolução de um composto iônico em água.

Usando conceitos de polaridade das moléculas e a tabela de propriedades a seguir, identifique os compostos A, B, C e D.

Substância	Temperatura normal de ebulição (°C)	Densidade (g/mL)
tetracloreto de carbono	77	1,6
isopropanol	82	0,8
n-octano	126	0,70
n-hexano	69	0,66

**Resposta:**

A = n-hexano

B = isopropanol

C = n-octano

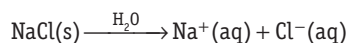
D = tetracloreto de carbono

- B é necessariamente o isopropanol, pois é miscível na água. Trata-se de um composto polar.

- C é necessariamente o n-octano, pois possui a maior temperatura de ebulição, logo sofre menos evaporação.

- A é o n-hexano, pois possui menor densidade que a água.

- D é o tetracloreto de carbono.



- Grau de ionização / dissociação

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas/dissociadas}}{\text{número de moléculas dissolvidas}}$$

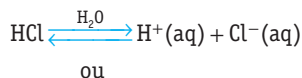
$\alpha$  próximo de zero  $\Rightarrow$  eletrólito fraco

$\alpha$  próximo de um  $\Rightarrow$  eletrólito forte

## Módulo 24. Ácidos: definição e classificação

### Definição de Arrhenius

• Ácido é toda substância que, em solução aquosa, se ioniza-se, produzindo exclusivamente cátion  $H_3O^+$  (ou  $H^+$ ).



### Classificação

I. Quanto à presença de oxigênio:  
Hidrácidos (HCl, HI, HCN)  
Oxiácidos ( $HClO_3$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ )

II. Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis:  
Monoácidos                  Triácidos  
Diácidos                      Tetrácidos

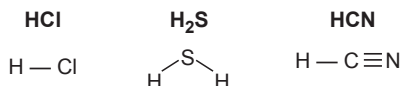
III. Quanto ao número de elementos químicos:  
Binário                      Ternário                      Quaternário

IV. Quanto à volatilidade:  
Voláteis                      Fixos

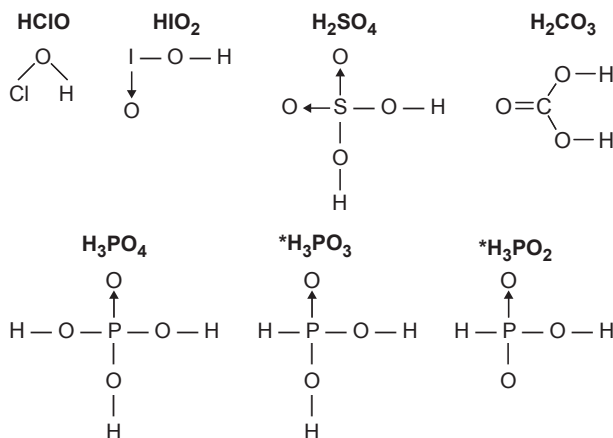
V. Quanto à força:  
Fortes:  $\alpha \geq 50\%$   
Moderados:  $5\% < \alpha < 50\%$   
Fracos:  $\alpha \leq 5\%$

## Módulo 25. Ácidos: fórmula estrutural

### Hidrácidos



### Oxiácidos

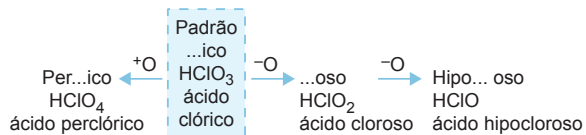


## Módulo 26. Nomenclatura dos ácidos

**Hidrácidos:** ácidos não oxigenados ( $H_xE$ )  
**Ácido**      **Nome de E + ídrico**  
HF            ácido fluorídrico  
HCl           ácido clorídrico

**Oxiácidos:** ácidos oxigenados ( $H_xEO_y$ )

### 2. Regra geral para elementos que formam dois ou mais oxiácidos



## Módulo 27. Nomenclatura dos ácidos: exercícios

### Exercícios de Aplicação

1. Dê os nomes e/ou as fórmulas dos respectivos ácidos:

- $\text{H}_3\text{AsO}_4$
- $\text{HNO}_2$
- Ácido hipocloroso
- Ácido mangânico
- Ácido ortossulfúrico

**Resposta:**

- Ácido arsênico
- Ácido nitroso
- $\text{HClO}$
- $\text{H}_2\text{MnO}_4$
- $\text{H}_2\text{SO}_4$

2. Escreva:

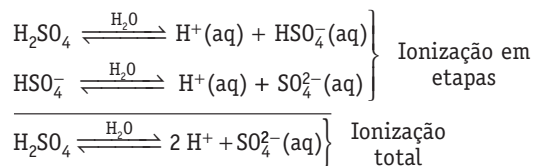
- os nomes dos compostos cujas fórmulas moleculares são  $\text{H}_3\text{PO}_2$  e  $\text{HClO}_4$ ;
- as fórmulas moleculares do ácido hipobromoso e do ácido perbrômico.

**Resposta:**

- $\text{H}_3\text{PO}_2$ : ácido hipofosforoso  
 $\text{HClO}_4$ : ácido perclórico
- Ácido hipobromoso:  $\text{HBrO}$   
Ácido perbrômico:  $\text{HBrO}_4$

## Módulo 28. Ionização dos ácidos

### 1. Ionização dos ácidos (parcial e total)



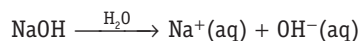
### 2. Nomenclatura dos ânions

Ácido	Ânion
ídrico	eto
oso	ito
ico	ato

## Módulo 29. Bases: definição e classificação

### 1. Definição de Arrhenius

Base é toda substância que, em solução aquosa, dissocia-se, liberando exclusivamente o ânion  $\text{OH}^-$ .



### 2. Classificação

#### 2.1. Quanto ao número de hidroxilas

- Monobase
- Dibase
- Tribase
- Tetrabase

#### 2.2. Quanto à força

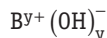
- Forte
- Fraca

#### 2.3. Quanto à solubilidade

- Solúvel
- Pouco solúvel
- Insolúvel

## Módulo 30 · Bases: nomenclatura

### 1. Formulação das bases



### 2. Nomenclatura

**Elemento:** 1 só base

Hidróxido de \_\_\_\_\_  
nome do elemento

**Elemento:** 2 bases

Hidróxido de \_\_\_\_\_ Nox (algarismo romano)  
nome do elemento

ou

Hidróxido \_\_\_\_\_ { ICO → Nox maior  
nome do elemento { OSO → Nox menor

### Indicadores ácido-base

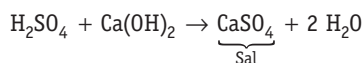
Indicadores ácido-base		
	Ácido	Base
Fenolftaleína	Incolor	Vermelho
Tornassol	Róseo	Azul

## Módulo 31 · Reação de neutralização total

### 1. Sais

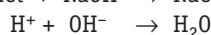
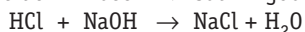
São compostos que podem ser formados a partir da reação de um ácido com uma base de Arrhenius.

Exemplo:



### 2. Reação de salificação

Ácido + Base → Sal + Água

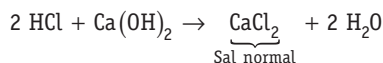
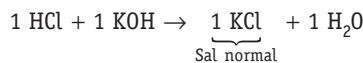


A reação de salificação pode ser total, do ácido e da base, ou, então, parcial, de apenas um deles.

### 3. Reação de neutralização total do ácido e da base

O sal formado a partir da reação de neutralização total do ácido e da base é denominado sal neutro ou normal.

Exemplos:



### Nomenclatura do sal normal

\_\_\_\_\_ de \_\_\_\_\_  
Nome do ânion Nome do cátion

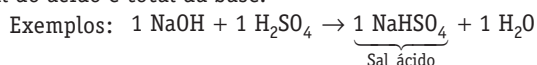
**Observação** – O nome do ânion deriva do ácido que dá origem a ele.

Ácido	Ânion
ídrico	eto
oso	ito
ico	ato

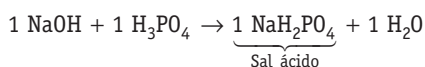
## Módulo 32 · Reação de neutralização parcial

### 1. Sal ácido ou hidrogenossal

É o sal formado a partir da reação de neutralização parcial do ácido e total da base.



$NaHSO_4$  → sulfato ácido de sódio, hidrogenossulfato de sódio ou bissulfato de sódio.

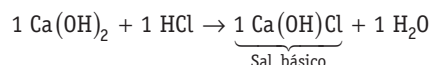


$NaH_2PO_4$  → fosfato diácido de sódio ou di-hidrogeno-

### 2. Sal básico ou hidroxissal

É o sal formado a partir da reação de neutralização parcial da base e total do ácido.

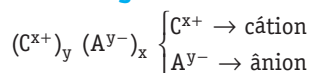
Exemplo:



$Ca(OH)Cl$  → cloreto básico de cálcio ou hidroxicloreto de cálcio.



### 1. Fórmula geral de um sal



**Observação** – Quando x e y (como índices) forem múltiplos, deverão ser simplificados.

Exemplos:

Exemplos:

$C^{x+}$	$A^{y-}$	$(C^{x+})_y (A^{y-})_x$	$C_y A_x$	Nome
$Fe^{2+}$	$SO_4^{2-}$	$(Fe^{2+})_2 (SO_4^{2-})_2$	$FeSO_4$	Sulfato de ferro II (ferroso)
$Fe^{3+}$	$SO_4^{2-}$	$(Fe^{3+})_2 (SO_4^{2-})_3$	$Fe_2(SO_4)_3$	Sulfato de ferro III (férico)

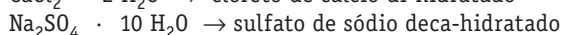
Tabela de alguns dos principais cátions e ânions

Cátion	Nome	Cátion	Nome	Cátion	Nome
$Li^+$	Lítio	$Mg^{2+}$	Magnésio	$Fe^{2+}$	Ferro II (ferroso)
$Na^+$	Sódio	$Ca^{2+}$	Cálcio	$Fe^{3+}$	Ferro III (férico)
$K^+$	Potássio	$Ba^{2+}$	Bário	$Cu^+$	Cobre I (cuproso)
$NH_4^+$	Amônio	$Al^{3+}$	Alumínio	$Cu^{2+}$	Cobre II (cúprico)

Ânion	Nome	Ânion	Nome	Ânion	Nome
$Cl^-$	Cloreto	$SO_4^{2-}$	Sulfato	$HPO_3^{2-}$	Fosfito
$Br^-$	Brometo	$SO_3^{2-}$	Sulfito	$H_2PO_2^-$	Hipofosfito
$I^-$	Iodeto	$CO_3^{2-}$	Carbonato	$NO_3^-$	Nitrato
$S^{2-}$	Sulfeto	$PO_4^{3-}$	Fosfato	$NO_2^-$	Nitrito

### Sal hidratado

É o sal que se cristaliza com uma ou mais moléculas de água.



## Módulo 34 · Formulação dos sais: exercícios

1. Faça as fórmulas dos seguintes sais:

- sulfeto de prata;
- bissulfato de amônio;
- fosfito áurico;
- perclorato ferroso;
- metafosfato de alumínio.

#### Resposta:

- $Ag_2S$
- $NH_4HSO_4$
- $Au_2(HPO_3)_3$
- $Fe(ClO_4)_2$
- $Al(PO_3)_3$

2. (UFF-RJ) Complete, corretamente, o quadro a seguir.

Fórmula	Nomenclatura
$Cu_2CO_3$	
$(NH_4)_2C_2O_4$	
$Fe(OH)_3$	
$KHSO_4$	
$Mg(NO_3)_2$	
$Na_2S$	
$CuSO_4 \cdot 5 H_2O$	

#### Resposta:

- $Cu_2CO_3$ : carbonato de cobre I (cuproso)  
 $(NH_4)_2C_2O_4$ : oxalato de amônio  
 $Fe(OH)_3$ : hidróxido de ferro III (férico)  
 $KHSO_4$ : hidrogenossulfato de potássio; sulfato ácido de potássio ou bissulfato de potássio  
 $Mg(NO_3)_2$ : nitrato de magnésio  
 $Na_2S$ : sulfeto de sódio  
 $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$ : sulfato de cobre II (cúprico) penta-hidratado.

## Módulo 35 · Cotidiano de ácidos, bases e sais

### 1. Ácidos

HCl	Suco gástrico (nome comercial: ácido muriático)
HF	Reage com o vidro.
HCN	Câmara de gás
H <sub>2</sub> S	Cheiro de ovo podre
HNO <sub>3</sub>	Fabricação de explosivos, fabricação do salitre
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Bateria de automóvel
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Indústria de alimentos, indústria de fertilizantes
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Refrigerantes
CH <sub>3</sub> COOH	Vinagre

### 2. Bases

NaOH	Nome comercial: soda cáustica, usada na fabricação do sabão
Ca(OH) <sub>2</sub>	Nome comercial: cal hidratada, cal extinta ou cal apagada, usada em caiação e na argamassa
Mg(OH) <sub>2</sub>	Antiácido e laxante
NH <sub>4</sub> OH	Produto de limpeza, indústria de fertilizantes

### 3. Sais

NaCl	Conservação de carnes
NaI e KI	Adicionado ao sal de cozinha
NaF	Anticárie
NaNO <sub>3</sub>	Nome comercial: salitre, usado na fabricação de fertilizantes
KNO <sub>3</sub>	Fabricação da pólvora negra
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Nome comercial: barrilha ou soda, usado na fabricação do vidro
NaHCO <sub>3</sub>	Antiácido estomacal, fabricação do fermento, fabricação de extintor de incêndio
CaCO <sub>3</sub>	Constitui o calcário e o mármore, fabricação do CaO, do vidro comum e do cimento Portland
CaSO <sub>4</sub>	Fabricação do giz
CaSO <sub>4</sub> · 2 H <sub>2</sub> O	Conhecido como gipsita, utilizada como gesso
MgSO <sub>4</sub>	Nome comercial: sal amargo, utilizado como laxante
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	Produção do elemento fósforo, indústria de fertilizantes

## Módulo 36 · Cotidiano de ácidos, bases e sais: exercícios

### Exercícios de Aplicação

1. (UFRGS-RS modificado) São apresentadas abaixo substâncias químicas, na coluna 1, e uma possível aplicação para cada uma delas, na coluna 2.

Coluna 1	Coluna 2
1. HF	( ) fabricação de explosivos, salitre
2. NaClO	( ) usada em caiação e na argamassa
3. HNO <sub>3</sub>	( ) água sanitária
4. Ca(OH) <sub>2</sub>	( ) conservação de alimentos
5. NaCl	( ) reage com vidro

Associando-se as substâncias químicas, na coluna 1, com as aplicações correspondentes, na coluna 2, a sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é:

- 3, 4, 2, 5, 1
- 2, 3, 1, 5, 4
- 3, 4, 1, 5, 2
- 2, 3, 4, 1, 5
- 3, 2, 1, 4, 5

**Resposta: A**

1. HF: reage com o vidro.

2. NaClO : { água sanitária  
alvejante  
desinfetante

3. HNO<sub>3</sub> : { fabricação de explosivos  
fabricação do salitre

4. Ca(OH)<sub>2</sub> – nome comercial: cal hidratada, cal extinta ou cal apagada, usada em caiação e na argamassa.

5. NaCl : { conservação de carnes  
soro fisiológico  
fabricação da soda cáustica

## Módulo 37. Óxidos: nomenclatura e formulação

### 1. Conceito

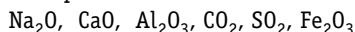
Óxidos são compostos binários, nos quais o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

### 2. Fórmula geral



Se x for múltiplo de 2, deveremos simplificá-lo.

Exemplos



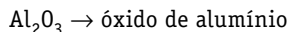
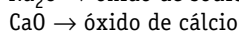
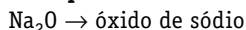
Obs. – OF<sub>2</sub> não é óxido, pois o elemento flúor é mais eletro-negativo que o oxigênio. Seu nome é fluoreto de oxigênio.

### 3. Nomenclatura

1) Quando o elemento forma apenas um óxido.

Óxido de \_\_\_\_\_  
nome do elemento

**Exemplo:**

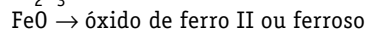
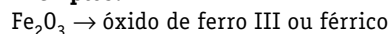


2) Quando o elemento forma dois óxidos.

Óxido de \_\_\_\_\_ Nox (em algarismo romano)  
nome do elemento

ou { ICO → maior Nox  
OSO → menor Nox

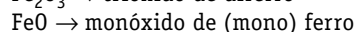
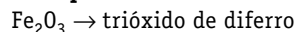
**Exemplos:**



3) Quando o elemento forma dois ou mais óxidos.

{ mono } óxido de { mono } nome do elemento  
{ di }  
{ tri,... }

**Exemplos:**



Obs. – Os peróxidos são óxidos que possuem o ânion O<sub>2</sub><sup>2-</sup> e são formados por elementos das famílias IA e IIA.

**Exemplos:**

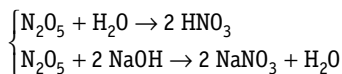
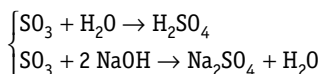
Fórmula	Nome
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	peróxido de hidrogênio
CaO <sub>2</sub>	peróxido de cálcio
K <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	peróxido de potássio

## Módulo 38 · Óxidos ácidos

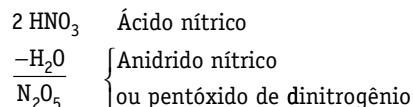
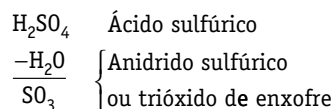
Óxido ácido + água → ácido

Óxido ácido + base → sal + água

### Exemplos



Os óxidos ácidos, como são obtidos a partir dos ácidos pela retirada de água, são chamados de **anidridos**.



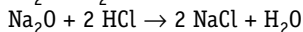
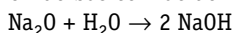
Óxidos ácidos são óxidos **moleculares**.

## Módulo 39 · Óxidos básicos, anfóteros, peróxidos e neutros

### 1. Óxidos básicos

Óxido básico + água → base

Óxido básico + ácido → sal + água



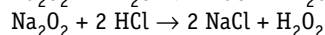
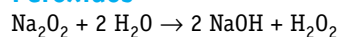
São formados por:

- metais alcalinos (IA) e alcalinoterrosos (IIA)
- metais com baixo Nox

### 2. Óxidos anfóteros

ZnO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

### 3. Peróxidos



### 4. Óxidos neutros

CO, NO, N<sub>2</sub>O

## Módulo 40 · Cotidiano de óxidos

**CaO** = cal viva ou cal virgem, usada na agricultura, em acidentes com caminhões de ácido sulfúrico.

**CO<sub>2</sub>** = refrigerante, efeito estufa, chuva ácida em ambiente não poluído e ausência de raios e relâmpagos; em estado sólido, é denominado gelo-seco.

**N<sub>2</sub>O** = gás hilariante, anestésico.

**CO** = poluente atmosférico formado na queima incompleta de combustíveis.

**NO<sub>2</sub>** = eliminado pelos escapamentos de veículos, responsável pela chuva ácida em ambientes poluídos, formação de ozônio a baixa altitude.

**SO<sub>2</sub>** = eliminado pelas chaminés das fábricas, responsável pela chuva ácida em ambientes poluídos.

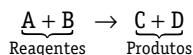
**H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>** = em solução aquosa, é denominado de água oxigenada.

**Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>** = magnetita, pedra-ímã natural.

**Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub>** = zarcão, pintura de fundo em estruturas metálicas.

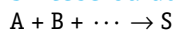
## Módulo 41 • Classificação das reações químicas

Representação gráfica  $\Rightarrow$  equação química

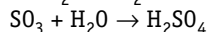
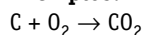


### Classificação

#### 1. Síntese ou adição



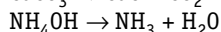
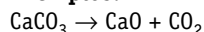
**Exemplos:**



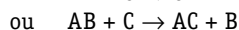
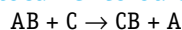
#### 2. Análise ou decomposição



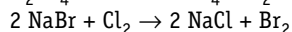
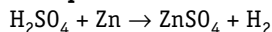
**Exemplos:**



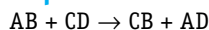
#### 3. Deslocamento ou simples troca



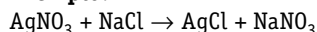
**Exemplos:**



#### 4. Dupla-troca



**Exemplo:**

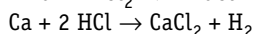
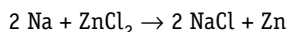


## Módulos 42/43 • Ocorrência das reações de deslocamento

O **metal mais** reativo desloca o **metal menos** reativo.



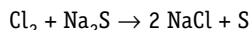
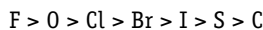
Série de reatividade



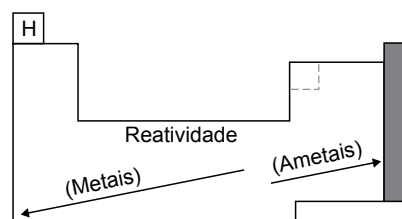
**Não-metal** mais reativo desloca **não-metal** menos reativo.



**Série de reatividade**



Obs. - Todas as reações de deslocamento também são de oxirredução.



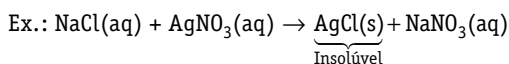
## Módulo 44 • Ocorrência das reações de dupla-troca (I)

### 1º caso (formação de precipitado)

As reações de dupla-troca ocorrem quando um dos produtos é **insolúvel** ou **menos solúvel** que os reagentes.  
Solubilidade:

Sais	Regra geral	Exceções
$\text{ClO}_3^-$ ; $\text{NO}_3^-$ ; $\text{CH}_3\text{COO}^-$	Solúveis	–
$\text{IA}^+$ ; $\text{NH}_4^+$	Solúveis	–
$\text{Cl}^-$ ; $\text{Br}^-$ ; $\text{I}^-$	Solúveis	$\text{Ag}^+$ ; $\text{Pb}^{2+}$ ; $\text{Hg}_2^{2+}$
$\text{SO}_4^{2-}$	Solúveis	$\text{Ca}^{2+}$ ; $\text{Sr}^{2+}$ ; $\text{Ba}^{2+}$ ; $\text{Pb}^{2+}$
$\text{CO}_3^{2-}$ ; $\text{PO}_4^{3-}$	Insolúveis	$\text{IA}^+$ ; $\text{NH}_4^+$
$\text{S}^{2-}$ ; "OH <sup>-</sup> "	Insolúveis	$\text{IA}^+$ ; $\text{NH}_4^+$ ; $\text{Ca}^{2+}$ ; $\text{Sr}^{2+}$ ; $\text{Ba}^{2+}$

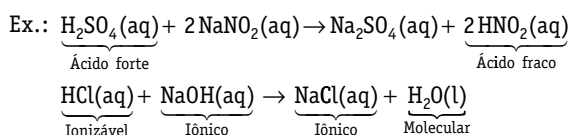
**Obs. – Em geral, os sais de metais de transição são coloridos.**



## Módulo 45 • Ocorrência das reações de dupla-troca (II)

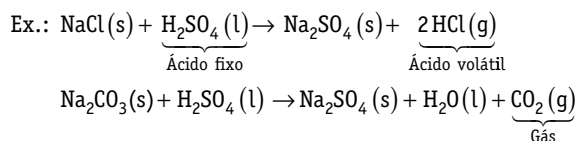
### 2º caso (formação de produto menos ionizável)

As reações de dupla-troca ocorrem quando há formação de um produto mais "fraco" (menor grau de ionização/dissociação).



### 3º caso (formação de produto mais volátil)

As reações de dupla-troca ocorrem quando há formação de um produto mais volátil que os reagentes.



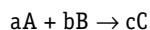
## Módulo 46 • Cinética química: introdução

### 1. Cinética química

É a parte da química que estuda a velocidade das reações e os fatores que a influenciam.

### 2. Velocidade média

É a relação entre a quantidade consumida ou produzida e o intervalo de tempo para que isso ocorra.



$$V_{\text{reação}}^{(\text{média})} = -\frac{V_{\text{m(A)}}}{a} = -\frac{V_{\text{m(B)}}}{b} = \frac{V_{\text{m(C)}}}{c} \quad \boxed{V_{\text{m}} > 0}$$

Obs. – Normalmente, essas quantidades são expressas em mols, mas podem ser expressas em gramas, em litros, em mol/L etc.

## Módulo 47. Cinética química: condições de ocorrência de reações

### 1. Condições para ocorrer reação

- Afinidade química entre os reagentes.
- Contato entre os reagentes; choque entre duas partículas.
- Orientação no choque.
- Energia de ativação ( $E_a$ ): quantidade mínima de energia que devemos fornecer aos reagentes para a reação começar.

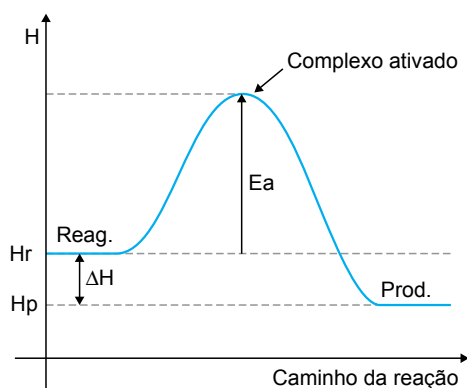
### 2. Entalpia

É o conteúdo energético de um sistema. Os reagentes apresentam um conteúdo energético  $H_r$  e os produtos, um conteúdo energético  $H_p$ . A variação de entalpia  $\Delta H$  mede a energia liberada ou absorvida no processo.

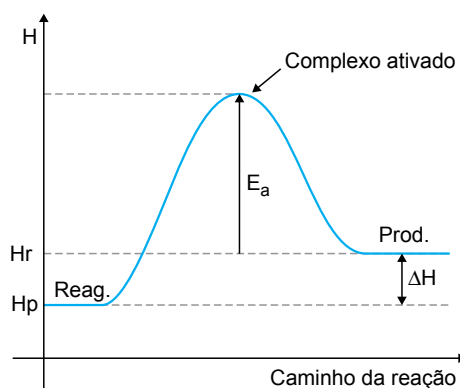
$$\Delta H = H_p - H_r$$

### 3. Tipos de reação

#### 3.1. Exotérmica ( $\Delta H < 0$ )



#### 3.2. Endotérmica ( $\Delta H > 0$ )



### 4. Relação da velocidade da reação com a energia de ativação

Quanto menor a energia de ativação, maior a velocidade da reação e vice-versa.

## Módulo 48. Fatores que influem na velocidade das reações (I)

### 1. Superfície de contato

Quanto maior a superfície de contato entre os reagentes, maior a velocidade da reação.

### 2. Temperatura

Aumentando a temperatura, aumenta a energia cinética das moléculas, o que implica um maior número de choques efetivos, aumentando a velocidade da reação.

Regra de Van't Hoff: um acréscimo de 10 °C na temperatura dobra a velocidade da reação.

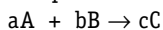
## Módulo 49 • Fatores que influem na velocidade das reações (II)

### 1. Concentração de reagentes

Quanto maior a concentração de reagentes, maior a velocidade de uma reação química.

### 2. Lei da velocidade (lei cinética)

A velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações dos reagentes, elevadas a seus respectivos coeficientes.



$$V = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

Obs. - [ ] = concentração molar (mol/L)

### 3. Mecanismo de reações

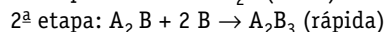
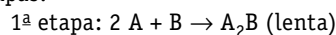
Mecanismo de uma reação é a série de etapas que leva os reagentes aos produtos.

Nesse mecanismo, há etapas lentas e rápidas. A etapa mais lenta é a etapa determinante da velocidade.

A velocidade da reação global é a velocidade da etapa mais lenta.

#### Exemplo

Seja a reação  $2A + 3B \rightarrow A_2B_3$ , que se processa em duas etapas:



A velocidade da reação é dada pela expressão:

$$V = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

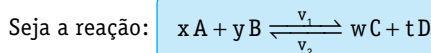
### 4. Ordem de uma reação

É a soma dos expoentes a que estão elevadas as concentrações na lei experimental da velocidade.

## Módulo 50 • Equilíbrio químico: conceito

### 1. Conceito de equilíbrio

Todo sistema que reage reversivelmente procura o equilíbrio espontaneamente.



As concentrações de A e B vão diminuindo e, conseqüentemente, diminui a velocidade da reação direta  $V_1$ . As concentrações dos produtos C e D vão aumentando e aumenta a velocidade da reação inversa  $V_2$ .

Quando  $V_1 = V_2$ , dizemos que foi atingido o equilíbrio.

### 2. Características do equilíbrio

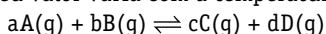
- A velocidade da reação direta  $V_1$  é igual à velocidade da reação inversa  $V_2$ .
- O equilíbrio é dinâmico, as reações continuam ocorrendo.
- As concentrações de todas as substâncias ficam constantes.
- As propriedades macroscópicas do sistema não mais se alteram.
- A energia armazenada no sistema é a menor possível.
- O equilíbrio existe, portanto, em um sistema fechado.

## Módulo 51: Constante de equilíbrio

Utilizando-se a concentração molar dos participantes,

$K_c$  é dada pelo quociente:  $K_c = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}$

De sua expressão não participam substâncias sólidas, e o seu valor varia com a temperatura.

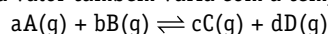


$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Utilizando-se a pressão parcial dos componentes gasosos

no equilíbrio,  $K_p$  é dada pelo quociente:  $K_p = \frac{P_{\text{produtos}}}{P_{\text{reagentes}}}$

De sua expressão só participam substâncias gasosas, e o seu valor também varia com a temperatura.



$$K_p = \frac{[pC]^c \cdot [pD]^d}{[pA]^a \cdot [pB]^b}$$

#### Relação entre $K_p$ e $K_c$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$



## Módulo 52. Deslocamento de equilíbrio

Deslocar um equilíbrio significa, por meio de um fator externo, fazer uma das duas reações ser favorecida, tornando  $V_1 \neq V_2$ .

### 1. Princípio de Le Chatelier

“Quando se aplica uma força externa num sistema em equilíbrio, este tende a reajustar-se no sentido de fugir à ação dessa força.”

### 2. Fatores que deslocam um equilíbrio

#### 2.1. Concentração

Quando aumentamos a concentração de uma substância num sistema em equilíbrio, deslocamos o equilíbrio para o lado oposto em que se encontra a substância.

#### 2.2. Temperatura

Um aumento da temperatura no sistema desloca o equilíbrio no sentido da reação endotérmica.

#### 2.3. Pressão

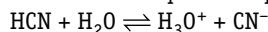
Um aumento de pressão no sistema gasoso desloca o equilíbrio no sentido da reação que ocorre com contração de volume.

#### 2.4. Efeito catalisador

“O catalisador não desloca equilíbrio; ele altera o tempo em que o equilíbrio é atingido.”

## Módulo 53. Equilíbrio iônico

É um caso de equilíbrio que envolve íons.



### 1. Constante de ionização (Ki)

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K \cdot \underbrace{[\text{H}_2\text{O}]}_{K_i} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

$$K_i = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

Generalizando, para eletrólitos fracos e em solução diluída, temos:

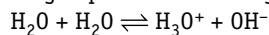
$$K_i = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}, \text{ menos } [\text{H}_2\text{O}] = \text{constante}$$

Ki pode ser chamado de:

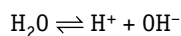
Ka - constante de ionização do ácido ou

Kb - constante de dissociação da base

A água pura ioniza-se segundo a equação:



ou, simplesmente,



Produto iônico da água:

$$K_i = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \rightarrow \underbrace{K_i \cdot [\text{H}_2\text{O}]}_{\text{constante}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] \rightarrow \text{produto iônico da água}$$

### 2. Grau de ionização ( $\alpha$ )

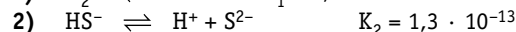
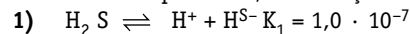
$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de mols ionizados ou dissociados}}{\text{n}^\circ \text{ total de mols dissolvidos}}$$

#### Observações

I.  $\alpha$  e  $K_i$  aumentam com a temperatura.

II. Quanto maior for o  $K_i$ , mais forte será o ácido ou a base.

III. Para um poliácido, a ionização é gradativa.



### 3. Lei da diluição de Ostwald

É uma lei que relaciona o grau de ionização com a concentração molar da solução.

$$K_i = \frac{n \cdot \alpha^2}{V \cdot (1 - \alpha)} \quad \text{ou} \quad K_i = \frac{m \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

(Lei da diluição de Ostwald)

**Observação** - Quanto mais diluída for a solução, maior será o grau de ionização.

### 4. Efeito do íon comum

É a aplicação do princípio de Le Chatelier para equilíbrios iônicos.

Verifica-se, experimentalmente, que, para cada 1 litro de água (55,5 mols de água), à temperatura de 25 °C, apenas  $10^{-7}$  mols de água ionizam, produzindo  $10^{-7}$  mols de  $\text{H}^+$  e também de  $\text{OH}^-$ . Portanto:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_w = 10^{-7} \cdot 10^{-7} \rightarrow K_w = 10^{-14} \text{ (a } 25^\circ \text{C)}$$

água pura (ou soluções neutras)	$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$
soluções ácidas	$[\text{H}^+] > 10^{-7}$ e $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$
soluções básicas	$[\text{H}^+] < 10^{-7}$ e $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$

## Módulo 55 · pH e pOH

O conceito de pH e pOH foi criado para expressar, de maneira mais conveniente, o caráter ácido ou básico de uma solução.

Por definição:

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$	Potencial hidrogeniônico da solução
$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$	Potencial hidroxiliônico da solução

A partir da expressão:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

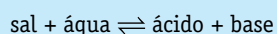
temos:  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

água pura (ou soluções neutras)	$\text{pH} = \text{pOH} = 7$
soluções ácidas	$\text{pH} < 7$ e $\text{pOH} > 7$
soluções básicas	$\text{pH} > 7$ e $\text{pOH} < 7$

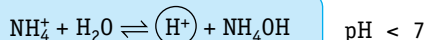
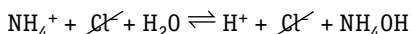
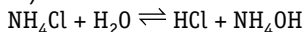
## Módulo 56 · Hidrólise salina (I)

### Hidrólise de sais

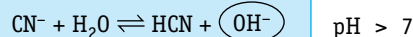
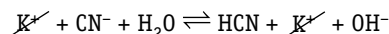
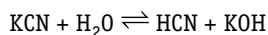
É a reação entre o sal e a água, produzindo o ácido e a base correspondentes.



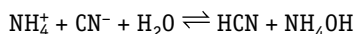
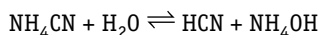
1º) Hidrólise de um sal de ácido forte e base fraca



2º) Hidrólise de um sal de ácido fraco e base forte



3º) Hidrólise de um sal de ácido e base, ambos fracos.



Se o ácido e a base forem igualmente fracos,  $\text{pH} = 7$

4º) Sal de ácido e base, ambos fortes, **não** há hidrólise.

## Módulo 57 · Hidrólise salina (II)

### 1. Grau de hidrólise

$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de mols hidrolisados}}{\text{n}^\circ \text{ inicial de mols}}$$

### 2. Constante de hidrólise

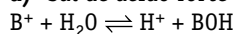
$$K_h = \frac{[\text{Produtos}]}{[\text{Reagente}]}$$

#### Observações

- 1) Considerar sempre a equação iônica de hidrólise.
- 2) Admitindo a  $[\text{H}_2\text{O}] \cong \text{cte}$ , ela não participa da expressão de  $K_h$ .

### 3. Relações entre a constante de hidrólise e a constante do ácido ou base fraca

a) Sal de ácido forte e base fraca



$$K_h = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{BOH}]}{[\text{B}^+]} \Rightarrow K_h = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{BOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}^+] \cdot [\text{OH}^-]}$$

$$K_h = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}^+] \cdot [\text{OH}^-]} \Rightarrow K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

em que:  $K_w$  = produto iônico da água ( $10^{-14}$  a  $25^\circ\text{C}$ )

$K_b$  = constante de ionização da base fraca

b) Sal de ácido fraco e base forte

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

c) Sal de ácido e base, ambos fracos

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

## Módulo 57. Hidrólise salina (II)

### 1. Grau de hidrólise

$$\alpha = \frac{n^\circ \text{ de mols hidrolisados}}{n^\circ \text{ inicial de mols}}$$

### 2. Constante de hidrólise

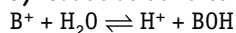
$$K_h = \frac{[\text{Produtos}]}{[\text{Reagente}]}$$

#### Observações

- 1) Considerar sempre a equação iônica de hidrólise.
- 2) Admitindo a  $[\text{H}_2\text{O}] \cong \text{cte}$ , ela não participa da expressão de  $K_h$ .

### 3. Relações entre a constante de hidrólise e a constante do ácido ou base fraca

- a) Sal de ácido forte e base fraca



$$K_h = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{BOH}]}{[\text{B}^+]} \Rightarrow K_h = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{BOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}^+] \cdot [\text{OH}^-]}$$

$$K_h = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}^+] \cdot [\text{OH}^-]} \Rightarrow K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

em que:  $K_w$  = produto iônico da água ( $10^{-14}$  a  $25^\circ\text{C}$ )  
 $K_b$  = constante de ionização da base fraca

- b) Sal de ácido fraco e base forte

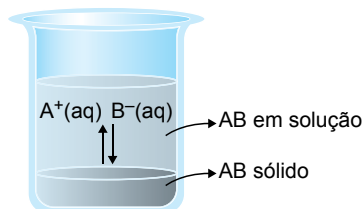
$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

- c) Sal de ácido e base, ambos fracos

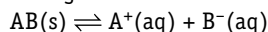
$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

## Módulo 58. Produto de solubilidade

É definido para soluções saturadas de uma substância muito pouco solúvel em água.



Verifica-se que ocorre equilíbrio da dissolução do sal AB em água.

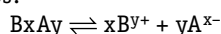


$$K = \frac{[\text{B}^-] \cdot [\text{A}^+]}{[\text{AB}]}$$

como  $[\text{AB}] = \text{constante}$ . Dessa forma, temos:

$$K \cdot [\text{AB}] = [\text{B}^-] \cdot [\text{A}^+] \Rightarrow \boxed{\text{PS} = [\text{B}^-] \cdot [\text{A}^+]}$$

Generalizando para um eletrólito qualquer  $\text{B}_x\text{A}_y$ , temos:



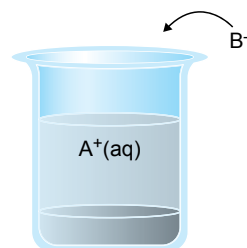
$$\boxed{\text{PS} = [\text{B}^{y+}]^x \cdot [\text{A}^{x-}]^y}$$

#### Observações

a) Quanto menor for o valor do PS, menos solúvel será a substância, desde que os íons presentes na solução encontrem-se em uma mesma proporção. Caso o fato não seja observado, o menos solúvel será o de menor solubilidade.

- b) O PS varia com a temperatura.

#### Ocorrência de precipitação



$[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-] < K_{\text{PS}}$ : solução não saturada.

$[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-] = K_{\text{PS}}$ : solução saturada.

$[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-] > K_{\text{PS}}$ : solução supersaturada. Como são instáveis, ocorre a precipitação da quantidade que exceder o PS.