



Aulão de Química ENEM 2019

Prof. Glauceia Warmeling Duarte



ENEM 2019

→ Acompanhe as datas:



Publicação
do edital:

março

Solicitação de
isenção de taxa:

**1º a 10
de abril**

Justificativa de
ausência em 2018:

**1º a 10
de abril**

Inscrições:

6 a 17
de maio

Provas:

3 e 10
de novembro

Dia 3/11: 45 questões de Linguagens e suas Tecnologias; 45 questões de Ciências Humanas; Redação.

Dia 10/11: 45 questões de **Ciências da Natureza**; 45 questões de Matemática.

4h:30min para
realização da Prova



Prova → 90 questões

4h:30min ou 270 minutos

3,0 minutos/questão

E então,

Como resolver a prova toda
em tão pouco tempo?



Dicas para Resolução da Prova

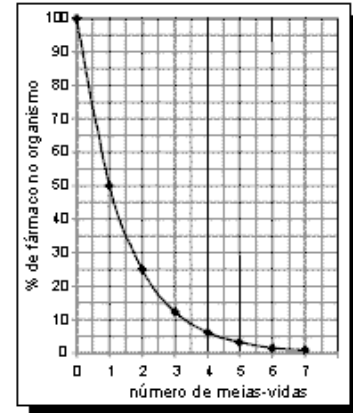
1. Ler primeiro a pergunta e depois o texto que antecede a mesma.
2. Identificar o conteúdo da questão
3. Verificar o nível da questão

Fácil

* Média

? Difícil

A duração do efeito de alguns fármacos está relacionada à sua meia-vida, tempo necessário para que a quantidade original do fármaco no organismo se reduza à metade. A cada intervalo de tempo correspondente a uma meia-vida, a quantidade de fármaco existente no organismo no final do intervalo é igual a 50% da quantidade no início desse intervalo.



O gráfico acima representa, de forma genérica, o que acontece com a quantidade de fármaco no organismo humano ao longo do tempo.

F. D. Fuchs e Cher I. Wannima. **Farmacologia Clínica**. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan 1992, p. 40

A meia-vida do antibiótico amoxicilina é de 1 hora. Assim, se uma dose desse antibiótico for injetada às 12 h em um paciente, o percentual dessa dose que restará em seu organismo às 13 h 30 min será aproximadamente de

- A 10%.
- B 15%.
- C 25%.
- D 35%.
- E 50%.

Temas mais cobrados na prova de Química

- Estequiometria
- Termoquímica
- Neutralidade
- Oxidação
- Equilíbrios químicos
- pH
- Funções orgânicas
- Soluções
- Eletroquímica





Química é a ciência que estuda a **MATÉRIA** e suas
TRANSFORMAÇÕES



ÁTOMO



NÚCLEO

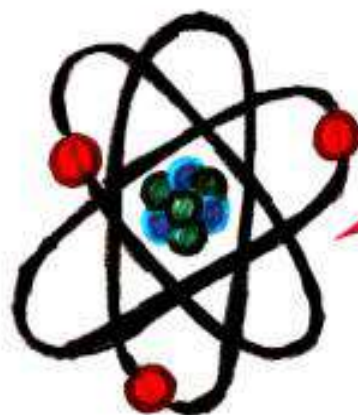
 PRÓTON (p) = Nº DE ELÉTRON = Z
 NÊUTRON (n)

NÚMERO ATÔMICO

- REGIÃO PEQUENA
- REGIÃO ESPÉRICA
- REGIÃO Densa

$$p + n = A$$

NÚMERO DE MASSA



ELETROSFERAS

REGIÕES MAIORES QUE O NÚCLEO

K L M N O P Q

POSSUEM OS SUBNÍVEIS

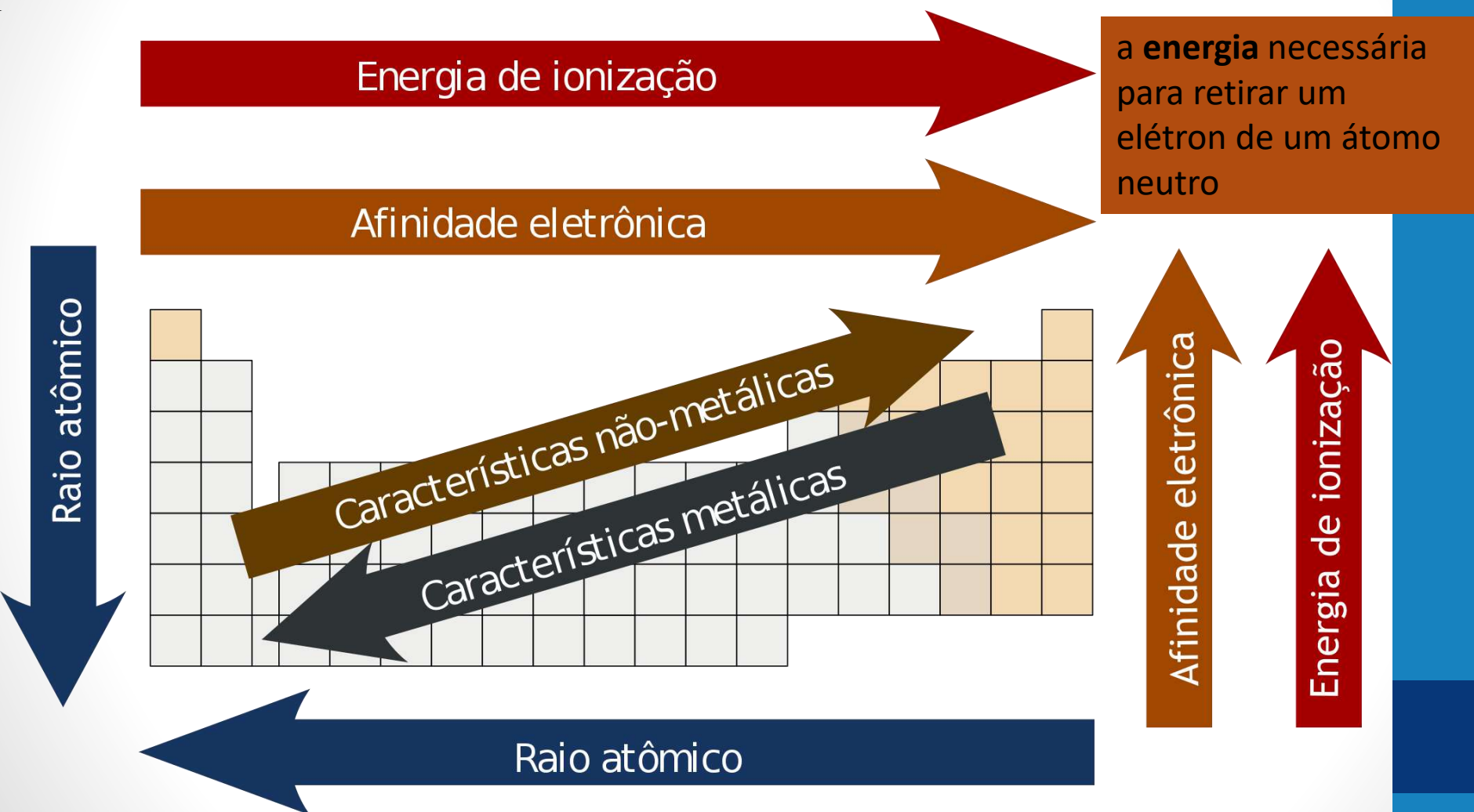
K	L	M	N	O	P	Q
s	s	s	s	s	s	s
	p	p	p	p	p	p
		d	d	d	d	
			f	f		

POSSUI OS ORBITAIS

- s - 1 ORBITAL
- p - 3 ORBITAIS
- d - 5 ORBITAIS
- f - 7 ORBITAIS

→ REGIÃO COM, NO MÁXIMO, 2 ELÉTRONS

Propriedades Periódicas



Moléculas – Massa Molecular

É a soma das massas dos átomos que compõem uma molécula

Vamos calcular a massa molecular das substâncias abaixo?

Dados: H = 1u; O = 16u; S = 32u; C = 12u; Cl = 35,5 u; Br = 80u; Si = 28u; Na = 23u.



Moléculas – Massa Molecular

É a soma das massas dos átomos que compõem uma molécula

Vamos calcular a massa molecular das substâncias abaixo?

Dados: H = 1u; O = 16u; S = 32u; C = 12u; Cl = 35,5 u; Br = 80u; Si = 28u; Na = 23u.



$$\text{H} = 2 \times 1\text{u}$$

$$\text{O} = 1 \times 16\text{u}$$

$$\text{MM}_{\text{H}_2\text{O}} = 18\text{u}$$



Moléculas – Massa Molecular

É a soma das massas dos átomos que compõem uma molécula

Vamos calcular a massa molecular das substâncias abaixo?

Dados: H = 1u; O = 16u; S = 32u; C = 12u; Cl = 35,5 u; Br = 80u; Si = 28u; Na = 23u.



$$\text{H} = 2 \times 1\text{u}$$

$$\text{O} = 1 \times 16\text{u}$$

$$\text{MM}_{\text{H}_2\text{O}} = 18\text{u}$$



$$\text{Cl} = 2 \times 35,5\text{u}$$

$$\text{MM}_{\text{Cl}_2} = 71\text{u}$$



Moléculas – Massa Molecular

É a soma das massas dos átomos que compõem uma molécula

Vamos calcular a massa molecular das substâncias abaixo?

Dados: H = 1u; O = 16u; S = 32u; C = 12u; Cl = 35,5 u; Br = 80u; Si = 28u; Na = 23u.



$$\begin{array}{l} \text{H} = 2 \times 1\text{u} \\ \text{O} = 1 \times 16\text{u} \\ \hline \end{array}$$

$$\text{MM}_{\text{H}_2\text{O}} = 18\text{u}$$



$$\text{Cl} = 2 \times 35,5\text{u}$$

$$\text{MM}_{\text{Cl}_2} = 71\text{u}$$



$$\begin{array}{l} \text{H} = 2 \times 1\text{u} \\ \text{S} = 1 \times 32\text{u} \\ \text{O} = 4 \times 16\text{u} \\ \hline \end{array}$$

$$\text{MM}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98\text{u}$$

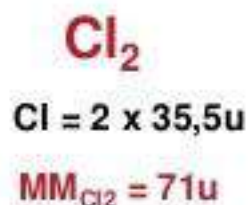
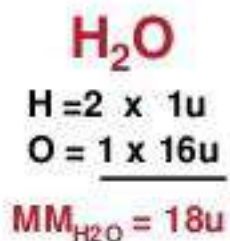


Moléculas – Massa Molecular

É a soma das massas dos átomos que compõem uma molécula

Vamos calcular a massa molecular das substâncias abaixo?

Dados: H = 1u; O = 16u; S = 32u; C = 12u; Cl = 35,5 u; Br = 80u; Si = 28u; Na = 23u.



INDICA A MASSA (m)
MOLAR DA MATÉRIA EM GRAMAS

Ex.:



$$2 \cdot 1 + 1 \cdot 16u = 18 \text{ g/mol}$$

INDICA A QUANTIDADE DE
MATÉRIA (PRÓTON, ELÉTRON,
MOLECULA, ÁTOMO, ETC.)

$$6,02 \cdot 10^{23} \text{ ENTIDADES}$$

Obs:

u = UNIDADE DE
MASSA ATÔMICA

$$1u = \frac{1}{12} \text{ C}$$

Resumo:

$$1 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{23} \\ = \text{MASSA MOLAR} \\ = 22,4 \text{ L}$$

MOL

SIGNIFICA QUANTIDADE
DE MATÉRIA (n)

CALCULADO POR:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow \begin{array}{l} \text{MASSA DO MATERIAL} \\ \text{MASSA MOLAR DO MATERIAL} \end{array}$$

INDICA O
VOLUME EM LITROS
OCUPADO POR
 $6,02 \cdot 10^{23}$ ENTIDADES
DE UM GÁS 22,4 L

MOL

MOL = $6,02 \times 10^{23}$ partículas quaisquer

1 mol de laranjas = $6,02 \times 10^{23}$ laranjas

1 mol de moedas = $6,02 \times 10^{23}$ moedas

1 mol de átomos = $6,02 \times 10^{23}$ átomos

1 mol de moléculas = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas

1 mol de íons = $6,02 \times 10^{23}$ íons

1 mol de elétrons = $6,02 \times 10^{23}$ elétrons

Podemos então dizer que:

1 mol de Ca = 20 g = $6,02 \times 10^{23}$ átomos

1 mol de H_2SO_4 = 98g = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas

1 mol de NaCl = 58, 5g = $6,02 \times 10^{23}$ íons

Aspartame é um edulcorante artificial (adoçante dietético) que apresenta potencial adoçante 200 vezes maior que o açúcar comum, permitindo seu uso em pequenas quantidades. Muito usado pela indústria alimentícia, principalmente nos refrigerantes *diet*, tem valor energético que corresponde a 4 calorias/grama. É contraindicado a portadores de fenilcetonúria, uma doença genética rara que provoca acúmulo da fenilalanina no organismo, causando retardo mental. O IDA (índice diário aceitável) desse adoçante é 40 mg/kg de massa corpórea.

Disponível em; <http://boaspraticasfarmaceuticas.com>. Acesso em: 27 fev. 2012.

Com base nas informações do texto, a quantidade máxima recomendada de aspartame, em mol, que uma pessoa de 70 kg de massa corporal pode ingerir por dia é mais próxima de

Dado

Massa molar do aspartame = 294 g/mol

- a) $1,3 \times 10^{-4}$.
b) $9,5 \times 10^{-3}$.
c) 4×10^{-2} .
d) 2,6. e) 823.

Desafio 1

(UFU MG/2008)

A cafeína, $C_8H_{10}N_4O_2$, é um estimulante encontrado no chá e no café. Altas doses de cafeína excitam, demasiadamente, o sistema nervoso central, podendo ser letal. Para o homem, a dose letal é, em média, 10 gramas.

Dado: Número de Avogrado = $6,02 \times 10^{23}$ partículas/mol.

Nesse caso, o número de átomos de nitrogênio presente na dose letal desse composto é

- ☐ $1,24 \times 10^{23}$
- ☐ $0,31 \times 10^{23}$
- ☐ 1,24
- ☐ $1,24 \times 10^{-23}$



QUÍMICAS

@rafa.quimica

IÔNICA

Metal + Ametal

Transferência
de elétrons
entre os átomos.

Eletropositivo
+
Eletronegativo

COVALENTE

Ametal + Ametal
Ametal + Hidrogênio

Compartilhamento
de pares de elétrons
entre os átomos.

Eletronegativo
+
Eletronegativo

METÁLICA

Metal + Metal

Elétrons livres
entre cátions
dos átomos.

Eletropositivo
+
Eletropositivo



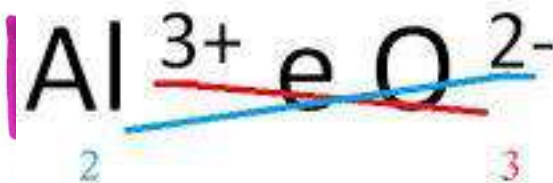
Ligações Químicas

Â IÔNICA



- Transferir
- Forma cátion **lado negativo**
- Estrutura cristalina.
- META: assumir uma condição de baixa energia.
- Sólidos à temperatura ambiente.
- Altos pontos de fusão e ebulição.
- Bons condutores quando aquoso ou fundido.

- Solúveis em água.



Assim, a fórmula final fica:



is na valência.
gases nobres.
-8): PeS
-8): Be e B
é.

M $\longleftrightarrow$ A
 $\uparrow \neq$ ELETRO NEGATIVIDADE

LIGAÇÕES COVALENTES

▶ QUIMICAMENTE IMARITON

NORMAL

O PAR ELETRÔNICO É FORMADO POR UM ELÉTRON DE CADA ELEMENTO ENVOLVIDO.

- ▶ Simples: UM PAR ENTRE DOIS ÁTOMOS $\text{H}-\text{Br}$
- ▶ Dupla: DOIS PARES ENTRE DOIS ÁTOMOS $\text{O}=\text{O}$
- ▶ Tripla: TRÊS PARES ENTRE DOIS ÁTOMOS $\text{N}\equiv\text{N}$

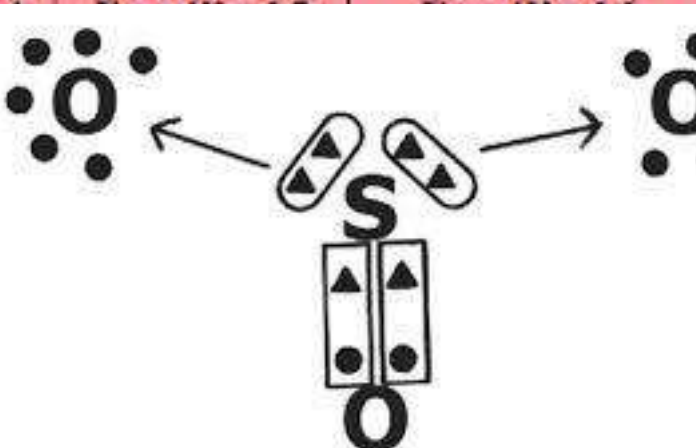
DATIVA

COORDENADA

O PAR ELETRÔNICO É PROVENIENTE DE UM ÚNICO ELEMENTO ENVOLVIDO.



O ELEMENTO CENTRAL PRIMEIRO ESTABILIZA COM LIGAÇÕES NORMAIS.

Família 14 (C, Si, Ge)			Família 17 (F, Cl, Br, I, At)
4 elétrons na última camada $\cdot\cdot$ $\cdot\text{C}\cdot$ $\cdot\cdot$			7 elétrons na última camada $\cdot\cdot$ $\cdot\text{F}\cdot$ $\cdot\cdot$
Tetravalente: Realiza 4 ligações covalentes normais $\begin{array}{c} \\ -\text{C}- \\ \end{array}$	Trivalente: Realiza 3 ligações covalentes $\begin{array}{c} \blacktriangle \\ \text{C} \\ \blacktriangle \end{array}$	Bivalente: Realiza 2 ligações covalentes $\begin{array}{c} \leftarrow \\ \boxed{\blacktriangle \bullet} \\ \boxed{\blacktriangle \bullet} \end{array}$	Monovalente: Realiza 1 ligação covalente normal $\begin{array}{c} \text{---F} \\ \boxed{\bullet \bullet} \\ \text{O} \cdot \end{array}$
Não realiza ligações dativas $\begin{array}{c} \blacktriangle \\ \text{C} \\ \blacktriangle \end{array}$	Realiza 1 ligação dativa $\begin{array}{c} \text{dativa} \\ \\ -\text{N}- \\ \end{array}$	Realiza 2 ligações dativas $\begin{array}{c} \text{dativas} \\ \updownarrow \\ -\text{O}- \\ \updownarrow \end{array}$	Realiza 3 ligações dativas $\begin{array}{c} \text{dativas} \\ \updownarrow \\ \leftarrow \text{F} - \\ \downarrow \end{array}$

Ligação Metálica

As **substâncias metálicas** são formadas por átomos de baixa eletronegatividade (metais), cujos elétrons podem passar com relativa facilidade de um átomo para outro da estrutura.

As substâncias metálicas são representadas pelo próprio símbolo do elemento químico:

Ouro — Au

Ferro — Fe

Cobre — Cu

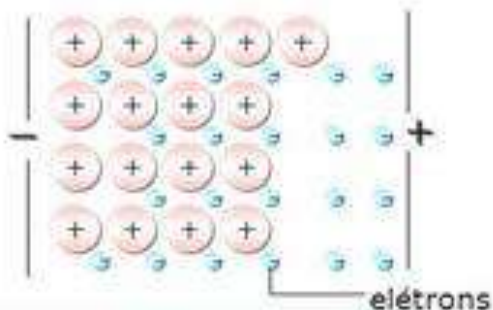


kennicaperiodica.blogspot.com

As substâncias metálicas se caracterizam por serem:

- boas condutoras térmicas e elétricas;
- lamináveis;
- dúcteis;
- flexíveis.

A ductibilidade e a alta condutibilidade elétrica do cobre permite sua aplicação em fios condutores.



Nos átomos de metais o movimento dos elétrons é desordenado, mas passam a se movimentar organizadamente quando submetidos por um gerador (como uma pilha) a um campo elétrico. Isso explica a elevada condutibilidade elétrica dos metais.

1													18																						
1,00794	1												4,0026	2																					
H													He																						
Hydrogen													Helium																						
6,941(6)	3	9,0122	4										10,811(8)	5	12,011	6	14,007	7	16,006	8	18,998	9	20,180	10											
Li		Be											B		C		N		O		F		Ne												
Lithium		Berilium											Boron		Carbon		Nitrogen		Oxygen		Fluorine		Neon												
22,990	11	24,305	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	26,982	13	28,086	14	30,974	15	32,06(6)	16	35,45(3)	17	39,948	18										
Na		Mg												Al		Si		P		S		Cl		Ar											
Sodium		Magnesium												Aluminum		Silicon		Phosphorus		Sulfur		Chlorine		Argon											
39,098	19	40,078(4)	20	44,956	21	47,907	22	50,942	23	51,996	24	54,938	25	55,845(3)	26	58,933	27	58,693	28	63,546(3)	29	65,38(2)	30	69,723	31	72,61(2)	32	74,912(2)	33	75,909(2)	34	78,96(2)	35	79,904	36
K		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Fe		Co		Ni		Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br		Kr	
Potassium		Calcium		Scandium		Titanium		Vanadium		Chromium		Manganese		Iron		Cobalt		Nickel		Copper		Zinc		Gallium		Germanium		Arsenic		Selenium		Bromine		Krypton	
85,468	37	87,62	38	88,906	39	91,224(2)	40	92,906	41	95,94	42	96,906	43	101,07(2)	44	102,91	45	106,87	46	107,87	47	112,41	48	114,82	49	118,71	50	121,78	51	127,60	52	126,905	53	131,29(3)	54
Rb		Sr		Y		Zr		Nb		Mo		Tc		Ru		Rh		Pd		Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I		Xe	
Rubidium		Strontium		Yttrium		Zirconium		Niobium		Molybdenum		Technetium		Ruthenium		Rhodium		Palladium		Silver		Cadmium		Indium		Tin		Antimony		Tellurium		Iodine		Xenon	
132,91	55	137,33	56			178,48(2)	72	180,95	73	183,84	74	186,21	75	190,23(3)	76	192,22	77	195,08(3)	78	196,87	79	200,59(2)	80	204,38	81	207,98	82	208,98	83	209	84	209	85	222,0175	86
Cs		Ba				Hf		Ta		W		Re		Os		Ir		Pt		Au		Hg		Tl		Pb		Bi		Po		At		Rn	
Cesium		Barium				Hafnium		Tantalum		Tungsten		Rhenium		Osmium		Iridium		Platinum		Gold		Mercury		Thallium		Lead		Bismuth		Polonium		Astatine		Radon	
223,02	87	226,03	88			261	104	261	105	261	106	267	107	277	108	286	109	289	110	292	111	285	112	289	113	289	114	285	115	285	116	294	117	294	118
Fr		Ra				Rf		Db		Sg		Bh		Hs		Mt		Ds		Rg		Cn		Nh		Fl		Mc		Lv		Ts		Og	
Francium		Radium				Rutherfordium		Dubnium		Seaborgium		Berkelium		Hassium		Moscovium		Darmstadtium		Röntgenium		Copernicium		Nihonium		Flerovium		Moscovium		Livermorium		Tennessine		Oganesson	
LANTHANIDES				138,91	57	140,12	58	140,91	59	144,24(2)	60	144,91	61	150,36(3)	62	151,96	63	157,25(3)	64	158,93	65	162,50(3)	66	164,93	67	167,25(3)	68	168,93	69	172,94(3)	70	174,93	71		
				La		Ce		Pr		Nd		Pm		Sm		Eu		Gd		Tb		Dy		Ho		Er		Tm		Yb		Lu			
				Lanthanum		Cerium		Praseodymium		Neodymium		Promethium		Samarium		Europium		Gadolinium		Terbium		Dysprosium		Holmium		Erbium		Thulium		Ytterbium		Lutetium			
ACTINIDES				227,03	89	232,04	90	231,04	91	238,03	92	237,05	93	238,03	94	241,06	95	244,06	96	247,06	97	252,08	98	252,08	99	257,10	100	259,10	101	259,10	102	262,11	103		
				Ac		Th		Pa		U		Np		Pu		Am		Cm		Bk		Cf		Es		Fm		Md		No		Lr			
				Actinium		Thorium		Protactinium		Uranium		Neptunium		Plutonium		Americium		Curium		Berkelium		Californium		Einsteinium		Fermium		Mendelevium		Nobelium		Lawrencium			

EQUAÇÕES TERMOQUÍMICAS

ENDOTÉRMICO

$$\Delta H > 0$$

ABSORVE CALOR



EXOTÉRMICO

$$\Delta H < 0$$

LIBERA CALOR



CÁLCULO DE ΔH

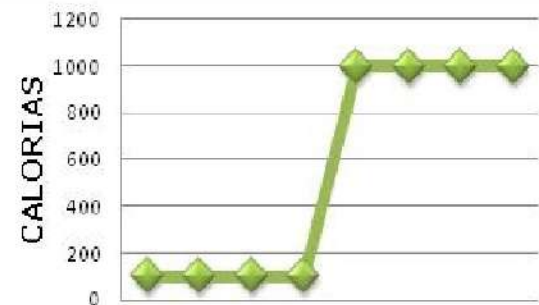
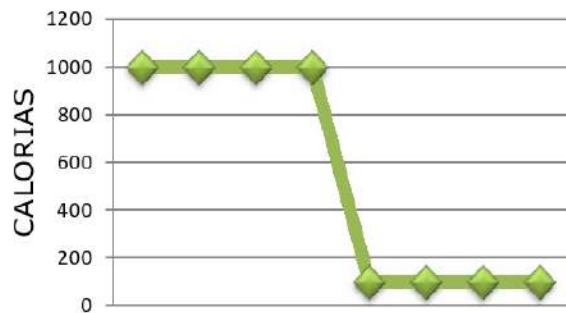
ENTALPIA DE FORMAÇÃO

Reagente $\rightarrow$ Produto

$$\Delta H = H_P - H_R$$

TERMOQUÍMICA

GRÁFICOS



EXOTÉRMICO

$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H < 0$$

$$\Delta H = -900 \text{ cal}$$

ENDOTÉRMICO

$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H < 0$$

$$\Delta H = +900 \text{ cal}$$

Absorção de calor

Sublimação

Processos Exotérmicos



Queima de velas;



Combustão de álcool ou derivados de petróleo, como gasolina ou óleo diesel ;



Queima do propano;



Liquefação ou condensação da água.

Processos Endotérmicos



Ebulição da água (água fervendo);



Fusão da água (gelo derretendo);

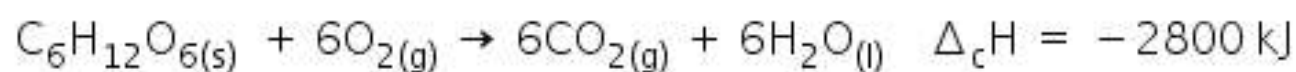


Fotossíntese;



Bolsa de gelo instantâneo.

4.(Enem-2018) Por meio de reações químicas que envolvem carboidratos, lipídeos e proteínas, nossas células obtêm energia e produzem gás carbônico e água. A oxidação da glicose no organismo humano libera energia, conforme ilustra a equação química, sendo que aproximadamente 40% dela é disponibilizada para atividade muscular.



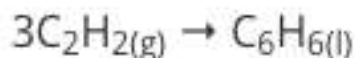
Considere as massas molares em (em g mol^{-1}): $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.

LIMA, L.M.; FRAGA, C.A.M; BARREIRO, E.J. Química na saúde. São Paulo: Sociedade Brasileira de Química, 2010 (adaptado).

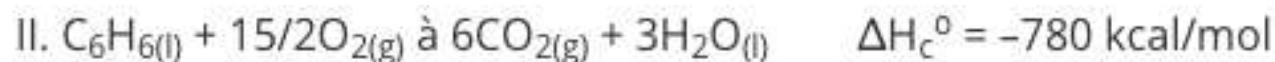
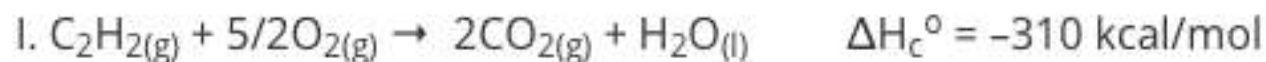
Na oxidação de 1,0 grama de glicose, a energia obtida para atividade muscular, em quilojoule, é mais próxima de

- a) 6,2.
- b) 15,6.
- c) 70,0.
- d) 622,2.
- e) 1120,0.

2 - (ENEM) - O benzeno, um importante solvente para a indústria química, é obtido industrialmente pela destilação do petróleo. Contudo, também pode ser sintetizado pela trimerização do acetileno catalisada por ferro metálico sob altas temperaturas, conforme a equação química:



A energia envolvida nesse processo pode ser calculada indiretamente pela variação de entalpia das reações de combustão das substâncias participantes, nas mesmas condições experimentais:



a) -1090

b) -150

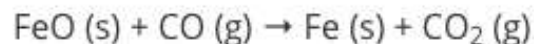
c) -50

d) +157

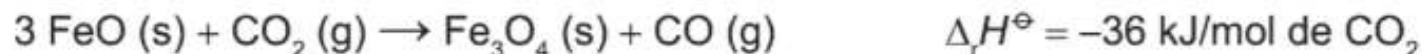
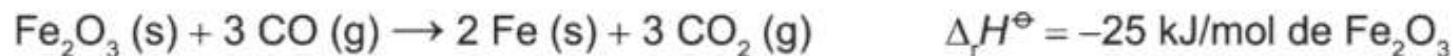
e) +470

DESAFIO 2

5 - (ENEM) - O ferro é encontrado na natureza na forma de seus minérios, tais como a hematita ($\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$), a magnetita (Fe_3O_4) e a wustita (FeO). Na siderurgia, o ferro-gusa é obtido pela fusão de minérios de ferro em altos fornos em condições adequadas. Uma das etapas nesse processo é a formação de monóxido de carbono. O CO (gasoso) é utilizado para reduzir o FeO (sólido), conforme a equação química:



Considere as seguintes equações termoquímicas:



- a) -14
- b) -17
- c) -50
- d) -64
- e) -100

VELOCIDADE MÉDIA

Variação de quantidade

$$V_m = \frac{\Delta [\]}{\Delta t}$$

Variação de tempo



Reação Elementar

$$V = K[A]^a[B]^b$$

LEI DA VELOCIDADE

CINÉTICA QUÍMICA

FATORES QUE ALTERAM A VELOCIDADE

São fatores que interferem nas colisões entre moléculas dos reagentes.

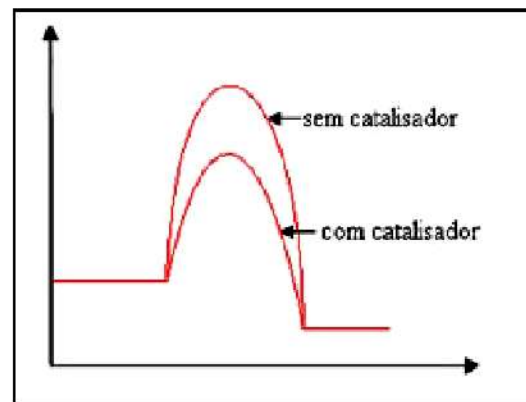
- Concentração
- Superfície de Contato
- Temperatura

Colisões

Velocidade

CATALISADOR

↑ V ↓ E_{at}



Uma reação genérica em fase aquosa apresenta a cinética descrita abaixo.



A velocidade dessa reação foi determinada em dependência das concentrações dos reagentes, conforme os dados relacionados a seguir.

[A] (mol L ⁻¹)	[B] (mol L ⁻¹)	v (mol L ⁻¹ min ⁻¹)
0,01	0,01	$3,0 \times 10^{-5}$
0,02	0,01	x
0,01	0,02	$6,0 \times 10^{-5}$
0,02	0,02	y

Assinale, respectivamente, os valores de x e y que completam a tabela de modo adequado.

$$X = 12 \times 10^{-5}$$

$$Y = 24 \times 10^{-5}$$

REAÇÃO REVERSÍVEL

↳ até atingir o equilíbrio químico.

EQUILÍBRIO

↳ é atingido quando a velocidade da reação direta é igual a velocidade da reação inversa.

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO (K)

↳ representa o tempo que uma reação reversível leva para atingir o equilíbrio.

$$K = \frac{\text{produtos}}{\text{reagentes}}$$

↳ observar os estados físicos

TEMPERATURA

↑ temperatura: sentido endotérmico
↓ temperatura: sentido exotérmico

PRESSÃO

↳ apenas estado gasoso
↑ pressão: desloca para o lado de MENOR volume.

CONCENTRAÇÃO

↑ []: desloca para o lado oposto
↓ []: desloca para o mesmo lado.

@med_rabiscos

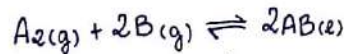
equilíbrio químico

DESLOCAMENTO

↳ favorece o reagente ou o produto.
↳ fatores: concentração, pressão e temperatura.
↳ tipos: homogêneo e heterogêneo
↳ quanto aos estados físicos.

K_c

• em função das concentrações
↳ sólido NÃO participa



$$K_c = \frac{[AB]^2}{[A_2] \cdot [B]^2}$$

K_p

• em função das pressões parciais.
↳ somente gases e vapores.
 $A_2(g) + 2B(g) \rightleftharpoons 2AB(c)$

$$K_p = \frac{1}{(pA_2)(pB)^2}$$

(UNESP SP/2017)

O estireno, matéria-prima indispensável para a produção do poliestireno, é obtido industrialmente pela desidrogenação catalítica do etilbenzeno, que se dá por meio do seguinte equilíbrio químico:



Analisando-se a equação de obtenção do estireno e considerando o princípio de Le Châtelier, é correto afirmar que

- (a) O aumento de pressão não interfere na formação do estireno
- (b) O aumento de temperatura não interfere na formação do estireno
- (c) O aumento de temperatura favorece a formação do estireno
- (d) A entalpia de reação diminui com o emprego do catalisador
- (e) A entalpia da reação aumenta com o emprego do catalisador

estequiometria

lawoisiur

* conservação da matéria *

nada se cria, nada se perde,
tudo se transforma

massa dos reagentes = massa dos produtos

proust

* proporções definidas *

relação fixa entre as massas
das substâncias envolvidas

dalton

* proporções múltiplas *

Se a massa de um elemento
em uma mistura varia, a do
outro elemento não irá variar

1 M
O
L

• $6 \cdot 10^{23}$ moléculas

• 22,4 L (CNTP)

• massa (fórmula)

regras fundamentais

→ Escrever a equação química mencionada

→ Balancear a equação

→ Estabelecer regra de 3 entre o dado e a pergunta

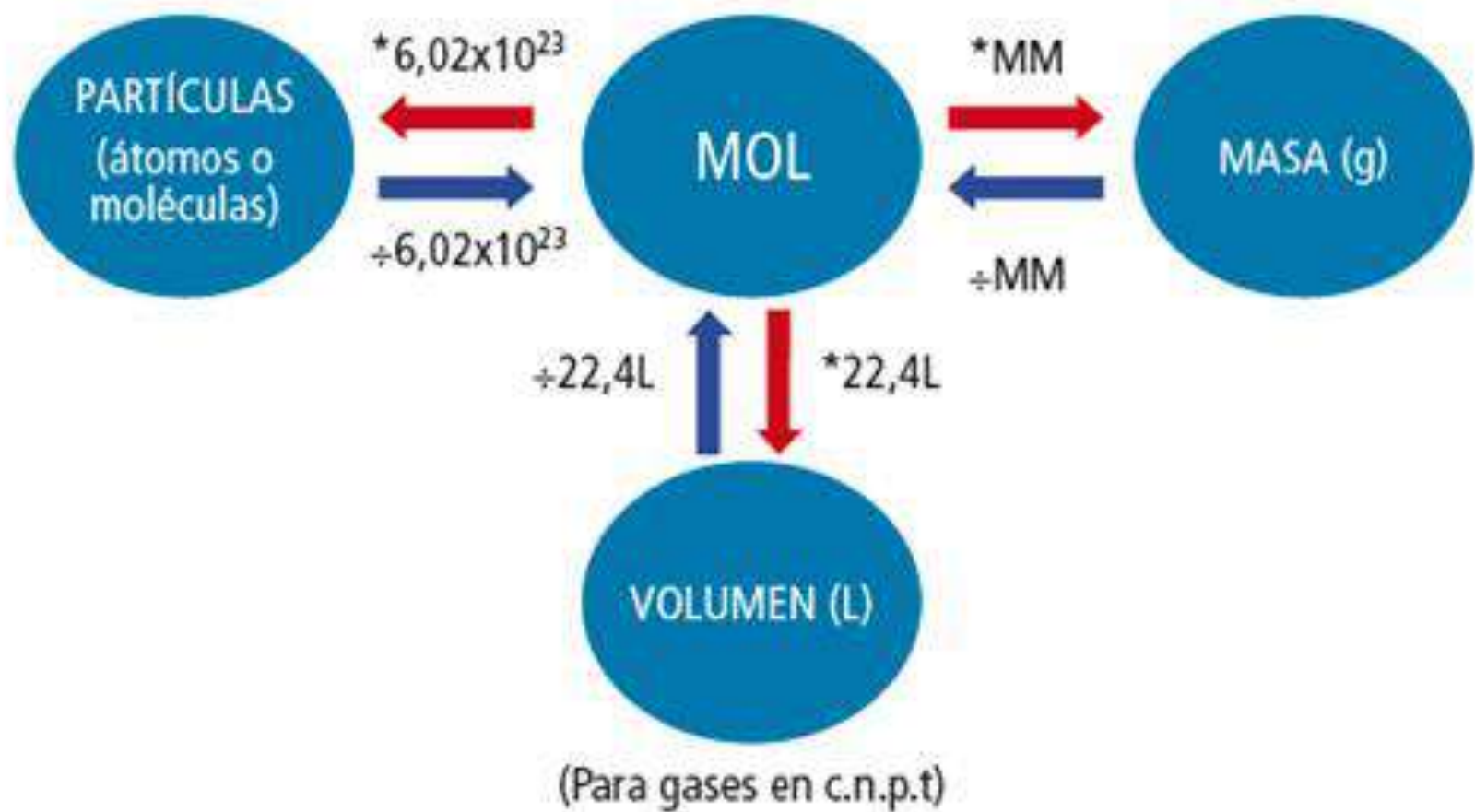
reagentes: Limitante x excesso

$\frac{\text{massa da amostra}}{\text{reagente a}} = x$ (Limitante)

$\frac{\text{massa da amostra}}{\text{reagente b}} = 2x$ (Excesso)

• Excesso: massa da amostra - coeficiente Limitante • massa molecular do reag. em excesso

PUREZA tira no INÍCIO
RENDIMENTO no FIM

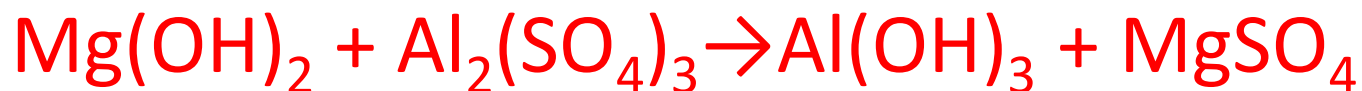


Tipo de relação	$\underbrace{1\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)}} + \underbrace{3\text{O}_{2(g)}} \rightarrow \underbrace{2\text{CO}_{2(g)}} + \underbrace{3\text{H}_2\text{O}_{(l)}}$			
Proporção em mols	1 mol ↓	3 mols ↓	2 mols ↓	3 mols ↓
Em massa	$1 \cdot 46 \text{ g}$ ↓	$3 \cdot 32 \text{ g}$ ↓	$2 \cdot 44 \text{ g}$ ↓	$3 \cdot 18 \text{ g}$ ↓
Em moléculas	$6,0 \cdot 10^{23}$ ↓	$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ ↓	$2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ ↓	$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ ↓
Em volume (CNTP)	é líquido	$3 \cdot 22,4 \text{ L}$	$2 \cdot 22,4 \text{ L}$	é líquido

Balanceamento de Equações Químicas

Método de Tentativas

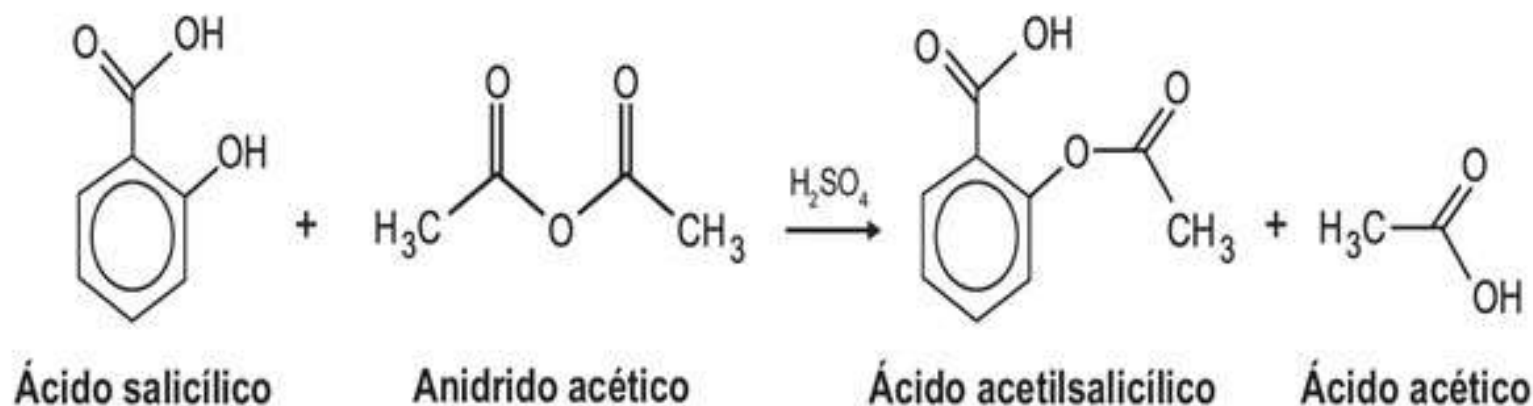
Método MACHO



Como resolver um problema envolvendo estequiometria?

1. Reação
2. Balanceamento
3. Quem?
4. O quê?
5. Cálculos

2.(Enem-2017) O ácido acetilsalicílico, AAS (massa molar igual a 180 g/mol), é sintetizado a partir da reação do ácido salicílico (massa molar igual a 138 g/mol) com anidrido acético, usando-se ácido sulfúrico como catalisador, conforme a equação química:

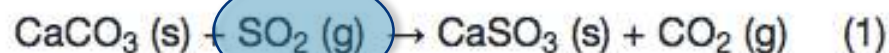


Após a síntese, o AAS é purificado e o rendimento final é de 50%. Devido às suas propriedades farmacológicas (antitérmico, analgésico e antitrombótico), o AAS é utilizado como medicamento. Para a síntese, se emprega tipicamente uma massa de 500 mg desse ácido.

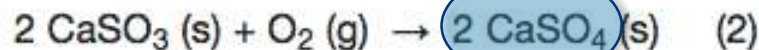
Uma indústria farmacêutica pretende fabricar um lote de 100 kg de AAS, com as especificações do texto. Qual é a massa de ácido salicílico que deve ser empregada para esse fim?

- a) 293
- b) 345
- c) 414
- d) 690
- e) 828

Grandes fontes de emissão do gás dióxido de enxofre são as indústrias de extração de cobre e níquel, em decorrência da oxidação dos minérios sulfurados. Para evitar a liberação desses óxidos na atmosfera e a consequente formação da chuva ácida, o gás pode ser lavado, em um processo conhecido como dessulfurização, conforme mostrado na equação (1).



Por sua vez, o sulfito de cálcio formado pode ser oxidado, com o auxílio do ar atmosférico, para a obtenção do sulfato de cálcio, como mostrado na equação (2). Essa etapa é de grande interesse porque o produto da reação, popularmente conhecido como gesso, é utilizado para fins agrícolas.



As massas molares dos elementos carbono, oxigênio, enxofre e cálcio são iguais a 12 g/mol, 16 g/mol, 32 g/mol e 40 g/mol, respectivamente.

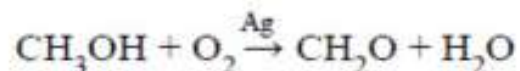
BAIRD, C. **Química ambiental**. Porto Alegre: Bookman, 2002 (adaptado).

Considerando um rendimento de 90% no processo, a massa de gesso obtida, em gramas, por mol de gás retido é mais próxima de

R = 122,4 gramas de gesso

DESAFIO 5

A reação abaixo mostra a reação envolvida no processo de obtenção do formaldeído (CH_2O) a partir do metanol (CH_3OH), por reação com o O_2 em presença de prata como catalisador. Sabendo-se que o rendimento da reação é de apenas 10%, a massa de formaldeído obtida pela reação de 320 g de metanol é. (C= 12 g/mol; O= 16 g/mol; H= 1 g/mol).



- a) 300 g
- b) 15 g
- c) 150 g
- d) 200 g
- e) 30 g

Soluções

Estado físico da
solução

Sólida

Líquida

Gasosa

Estados físicos do
soluto e do solvente

Sólido - Sólido

Líquido - Líquido

Sólido - Líquido

Gás - Líquido

Gás - Gás

Natureza do soluto

Molecular

Iônica



Concentração	Unidade	Relação entre:
Concentração comum	g/L ; mg/L	Massa de soluto e volume da solução
Densidade	g/L	Massa de solução e volume de solução
Molaridade	Mol/L	Mols de soluto e volume de solução
Molalidade	Mol/kg	Mol de soluto e massa de solução em kg
Título em Massa	0-1	Massa de soluto e massa de solução
Porcentagem em Massa	%	Massa de soluto e massa de solução
Fração Molar	0-1	Mols de soluto e mols de solução



Uma solução estoque de hidróxido de sódio foi preparada pela dissolução de 4 g do soluto em água, obtendo-se ao final 100 mL e, posteriormente, determinado volume foi diluído para 250 mL obtendo-se uma nova solução de concentração igual a $0,15 \text{ mol.L}^{-1}$.

O volume diluído, em mL, da solução estoque, é aproximadamente

Hidróxido de sódio = NaOH

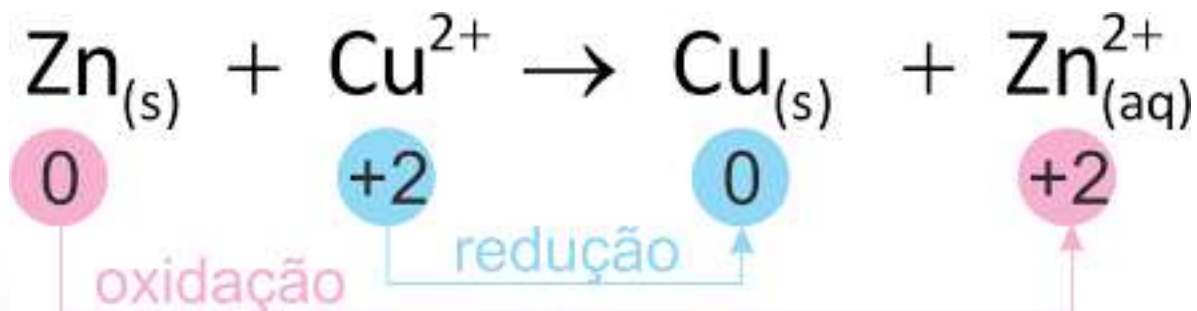
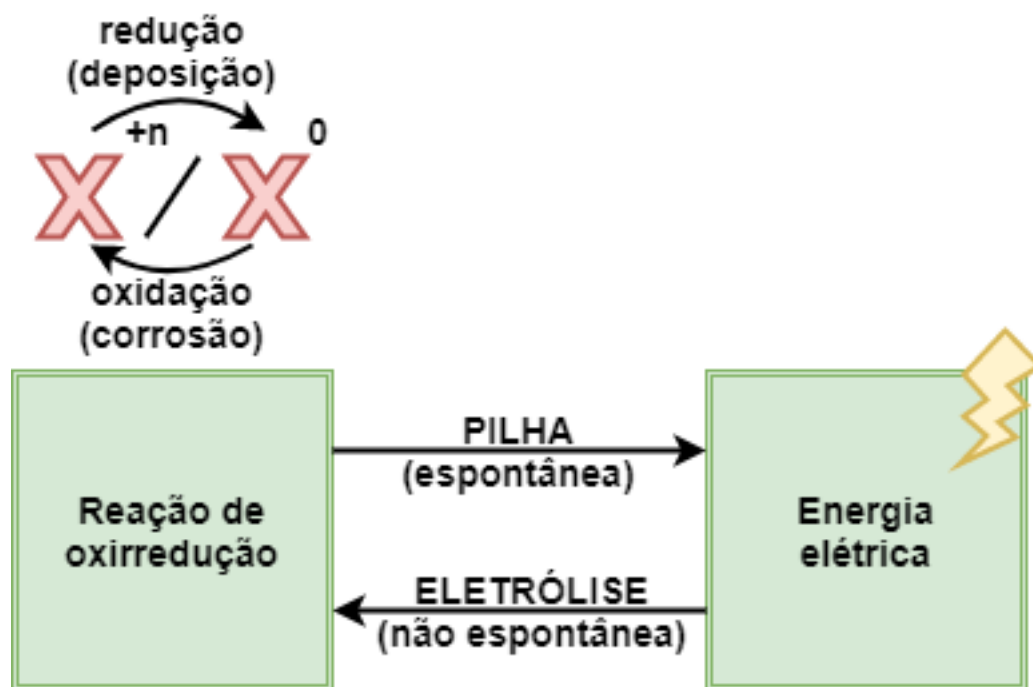
Massa molar = 40 g/mol

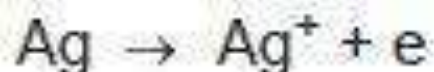
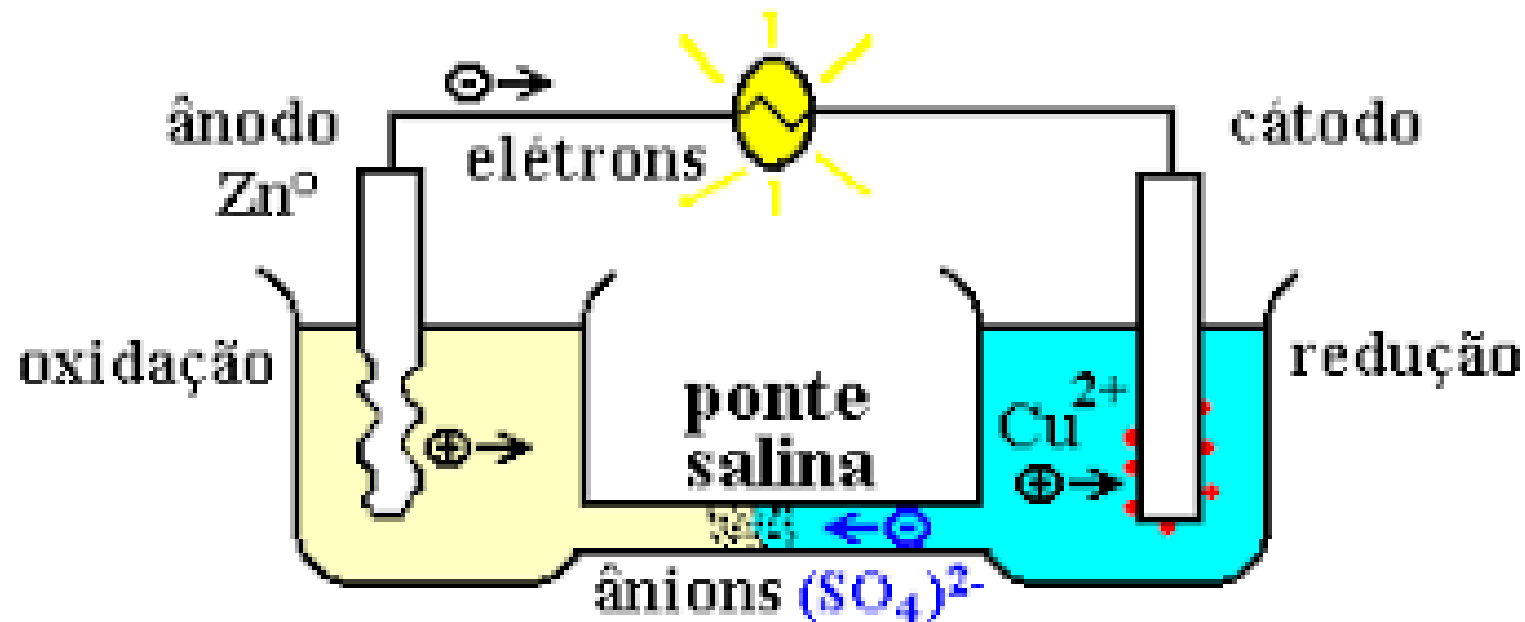
$R = 0,0375 \text{ L ou } 37,5 \text{ mL}$

Reações de Oxirredução



Reações de Oxirredução

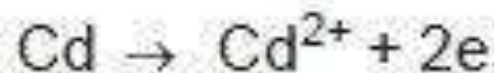




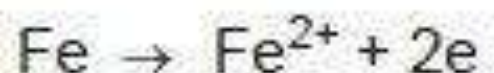
$$E = -0,80 \text{ V}$$



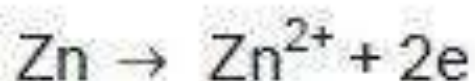
$$E = -0,34 \text{ V}$$



$$E = +0,40 \text{ V}$$



$$E = +0,44 \text{ V}$$



$$E = +0,76 \text{ V}$$

A revelação das chapas de raios X gera uma solução que contém íons prata na forma de $\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$. Para evitar a descarga desse metal no ambiente, a recuperação de prata metálica pode ser feita tratando eletroquimicamente essa solução com uma espécie adequada. O quadro apresenta semirreações de redução de alguns íons metálicos.

Semirreação de redução	E^0 (V)
$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s}) + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$	+0,02
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$\text{Pt}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pt}(\text{s})$	+1,20
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	-0,76

BENDASSOLLI, J. A. et al. Procedimentos para a recuperação de Ag de resíduos líquidos e sólidos. Química Nova, v. 26, n. 4, 2003 (adaptado).

Das espécies apresentadas, a adequada para essa recuperação é

- (a) $\text{Pt}_{(\text{s})}$
- (b) $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$
- (c) $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$
- (d) $\text{Cu}_{(\text{s})}$
- (e) $\text{Sn}_{(\text{s})}$

Ácidos

Compostos que em solução aquosa geram exclusivamente como cátion o H^+ (Arrhenius)



• Hidrácidos

Não possuem oxigênio.



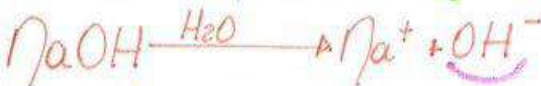
• Oxiácidos

Ácidos que possuem Oxigênio



Bases

Compostos que em solução aquosa se dissociam gerando exclusivamente o ânion OH^- (Hidroxila)



Exemplos:



Dissolução



Dissolução iônica (ligação iônica)



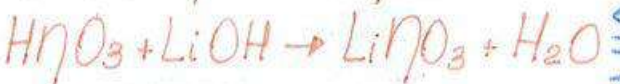
Ionização (ligação covalente)



FUNÇÕES INORGÂNICAS

Sais

Compostos iônicos formados juntamente com a água numa reação de neutralização ácido-base.



Ligação iônica

Metal + Ametal

Metal + Hidrogênio

Ligação covalente

Ametal + Ametal

Ametal + Hidrogênio

Hidrogênio + Hidrogênio

Ligação metálica

Entre metais

Oxidos

São compostos binários formados por Oxigênio, sendo o mais eletronegativo da reação

• Oxidos ácidos: formado a partir da reação com água formando ácido



• Oxidos básicos: formado a partir da reação com água formando base



• Peróxidos: São compostos formados pelo ânion peróxido O_2^{2-}



Nomenclatura dos Ácidos

Possíveis NOX do elemento central por família			Regra de Nomenclatura					Exemplos	
7A (F, Cl, Br, I)	6A (S)	5A (N, P)	prefixo	Radical do elemento Central			Sufixo		
				7A	6A	5A			
.+7	-	-	per	F: Fluor Cl: Clor Br: Brom I: Iod	S: Sulfur	N: Nitr P: Fosfor	ICO	Ácido Per clórico HClO4 Ácido Per brômico HBrO4	
.+5	.+6	.+5						ICO	Ácido Sulf úrico H2SO4 Ácido Nitr ico HNO3 Ácido Fosf órico H3PO4
.+3	.+4	.+3						OSO	Ácido Sulfur oso H2SO3 Ácido Nitr oso HNO2 Ácido Fosfor oso H3PO3
.+1	.+2	.+1	hipo					OSO	Ácido Hipo fluoroso HFO Ácido Hipo fosforoso H3PO2

Nomenclatura das bases

A. Elementos de N_{ox} fixo

Hidróxido de
(nome do elemento)

Exemplos:

- $NaOH$: hidróxido de sódio
- $Ca(OH)_2$: hidróxido de cálcio

B. Elementos de N_{ox} variável

Hidróxido oso (menor N_{ox})
(nome do elemento) ico (maior N_{ox})

Exemplos:

- $Fe(OH)_2$: hidróxido ferroso ou hidróxido de ferro II
- $Fe(OH)_3$: hidróxido férrico ou hidróxido de ferro III

Nomenclatura dos Sais



Ácido de origem	Ânion	Cátion	Sal
HCl - clor ídrico	Cl ⁻ - clor eto	Na ⁺	NaCl – cloreto de sódio
H ₂ SO ₄ - sulfúr ico	SO ₄ ²⁻ - sulf ato	Ca ²⁺	CaSO ₄ – sulfato de cálcio
HNO ₂ - nitro oso	NO ₂ ⁻ - nitri to	Al ³⁺	Al(NO ₂) ₃ – nitrito de alumínio

Nomenclatura dos Sais

Óxido
de

Nome
do metal
de
menor
valência

oso

Óxido
de

Nome
do metal
de maior
valência

ico

ou

Óxido
de

Nome do
elemento
ligado ao
oxigênio

Número
romano
que
indica a
valência

Na_2O : Óxido de sódio

CaO : Óxido de cálcio

K_2O : Óxido de potássio

FeO : Óxido de ferro II - (Nox do ferro = +2)

Fe_2O_3 : Óxido de ferro III - (Nox do ferro = +3)

Cu_2O : Óxido de cobre I - (Nox do cobre = +1)

CuO : Óxido de cobre II - (Nox do cobre = +2)

FeO : Óxido ferroso

Cu_2O : Óxido cuproso

Fe_2O_3 : Óxido férrico

CuO : Óxido cúprico

R = Qualquer Radical

