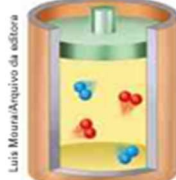
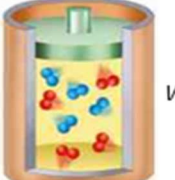
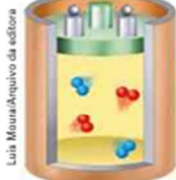


Fatores que influenciam a taxa de desenvolvimento das reações

Fator	Efeito na reação	Exemplo
Natureza dos reagentes	Quanto maior for o número de ligações a serem rompidas nos reagentes e quanto mais fortes forem essas ligações, mais lenta será a reação, e vice-versa. Reações orgânicas (com moléculas grandes e várias ligações covalentes) são mais lentas que reações inorgânicas (com íons já dissociados em meio aquoso).	- Instantânea a 20 °C. $1 \text{HCl(aq)} + 1 \text{NaOH(aq)} \longrightarrow 1 \text{NaCl(aq)} + 1 \text{H}_2\text{O(l)}$ - Muito lenta a 20 °C. $1 \text{CH}_4\text{(g)} + 2 \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow 1 \text{CO}_2\text{(g)} + 2 \text{H}_2\text{O(v)}$
Superfície de contato	Quanto maior a superfície de contato (área efetivamente exposta) entre os reagentes, maior a taxa de desenvolvimento da reação, e vice-versa.	- Reação muito lenta $\text{Fe(barra)} + \text{O}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(v)} \longrightarrow \text{ferrugem}$ - Reação mais rápida $\text{Fe(palhinha)} + \text{O}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(v)} \longrightarrow \text{ferrugem}$
Luz e eletricidade	Algumas reações específicas ocorrem instantaneamente quando ativadas pela luz (reações fotoquímicas) ou pela eletricidade e são extremamente lentas na ausência desses fatores.	- Reação ativada pela luz: $1 \text{H}_2\text{(g)} + 1 \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{luz}} 2 \text{HCl(g)}$ - Reação ativada pela eletricidade: $2 \text{H}_2\text{(g)} + 1 \text{O}_2\text{(g)} \xrightarrow{\text{eletricidade}} 2 \text{H}_2\text{O(l)}$
Concentração de reagentes	Quanto maior o número de partículas de reagentes por unidade de volume, isto é, quanto maior a concentração, maior será a probabilidade de haver colisão efetiva entre essas partículas. Consequentemente, maior será a taxa de desenvolvimento da reação.	Reação lenta  Reação rápida 
Pressão	Um aumento de pressão num sistema em reação implica um contato maior entre os reagentes, pois o volume do sistema diminui, o que possibilita um maior número de colisões entre as partículas e consequentemente maior taxa de desenvolvimento da reação.	Reação lenta  Reação rápida 
Temperatura	Um aumento de temperatura causa um aumento na taxa de desenvolvimento de reações químicas tanto exotérmicas como endotérmicas porque leva os reagentes a formar mais rapidamente o complexo ativado.	- Reação exotérmica: $t \text{ } ^\circ\text{C} \uparrow, Td_{\text{reação}} \uparrow$ $1 \text{H}_2\text{(g)} + 1 \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl(g)}$ - Reação endotérmica: $t \text{ } ^\circ\text{C} \uparrow, Td_{\text{reação}} \uparrow$ $1 \text{H}_2\text{(g)} + 1 \text{I}_2 \longrightarrow 2 \text{HI(g)}$
Catalisadores	O catalisador participa da formação do complexo ativado diminuindo a energia de ativação da reação necessária e aumentando sua taxa de desenvolvimento.	O $\text{NO}_2\text{(g)}$ atua como catalisador da reação: $2 \text{SO}_2\text{(g)} + 1 \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow 2 \text{SO}_3\text{(g)}$ aumentando sua taxa de desenvolvimento.
Inibidores	O inibidor participa da formação do complexo ativado aumentando a energia de ativação necessária da reação e diminuindo sua taxa de desenvolvimento.	O meio ácido, $\text{H}_3\text{O}^+\text{(aq)}$, inibe a reação: $2 \text{H}_2\text{O}_2\text{(aq)} \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O(l)} + 1 \text{O}_2\text{(g)}$ diminuindo sua taxa de desenvolvimento.

Cinética química e pressão

Por que algumas reações acontecem mais rápido que outras?

Quando colocamos uma pastilha efervescente na água, percebemos que ela começa a reagir imediatamente. Porém, essa mesma pastilha pode reagir mais rápido ou mais devagar dependendo de algumas condições.

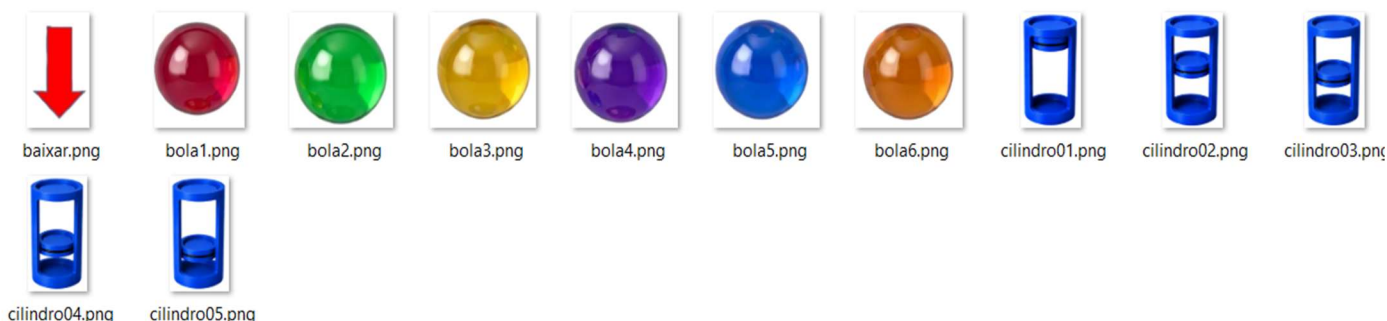
A velocidade de uma reação química pode ser influenciada por fatores como:

- Temperatura;
- Concentração;
- Superfície de contato;
- Presença de catalisadores;
- **Pressão, principalmente em sistemas gasosos.**

Estudaremos como a pressão altera a velocidade de uma reação e utilizaremos uma simulação construída no **Scratch** para representar o movimento e as colisões entre as partículas.

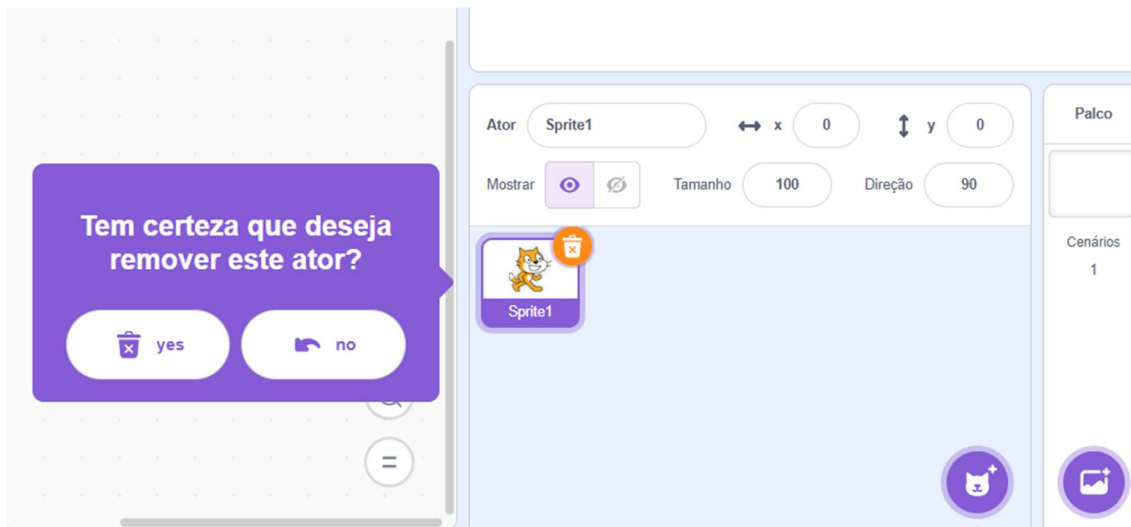
Primeiro baixamos os arquivos necessários para nossa implementação no "scratch".

Descompactado nosso arquivo zip teremos uma pasta "Arquivos_Scratch" deve ter o visual abaixo.

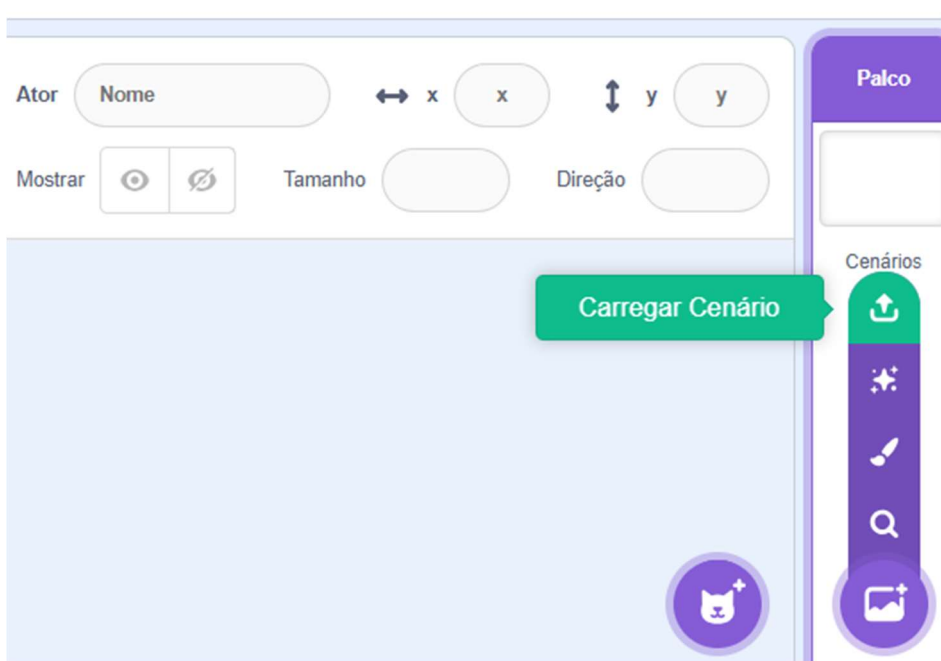


Vamos abrir o "scratch"

Vamos remover o "ator".

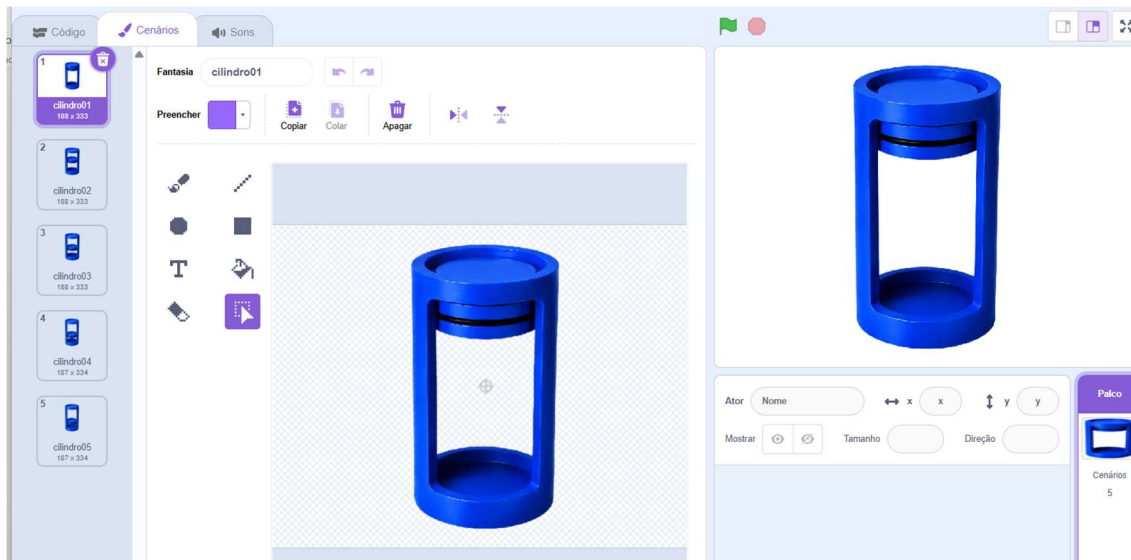


Vamos adicionar os cenários.

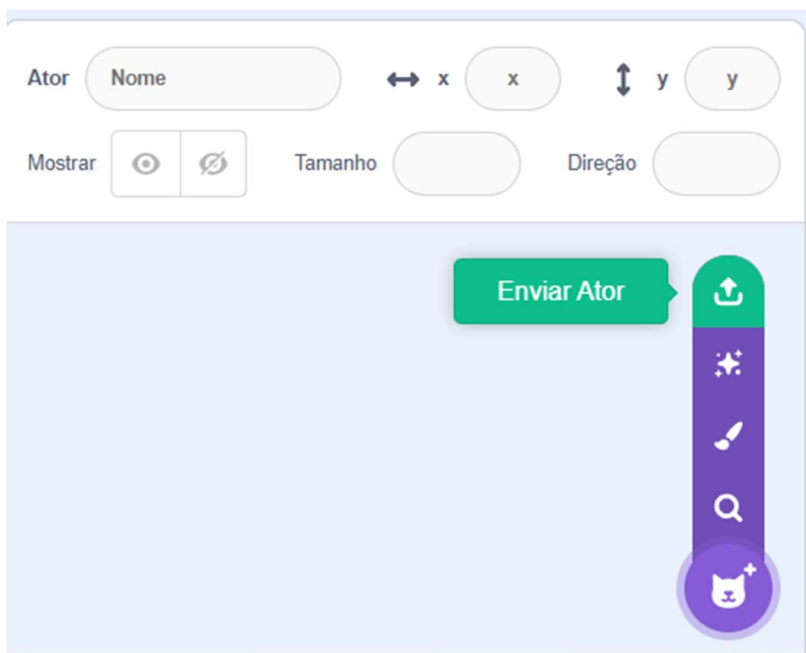


Vamos só adicionar pode notar que a imagem ficará centralizada sempre, então não nos preocuparemos em mexer nas imagens dos "cenários"

Deve ficar como a imagem abaixo.



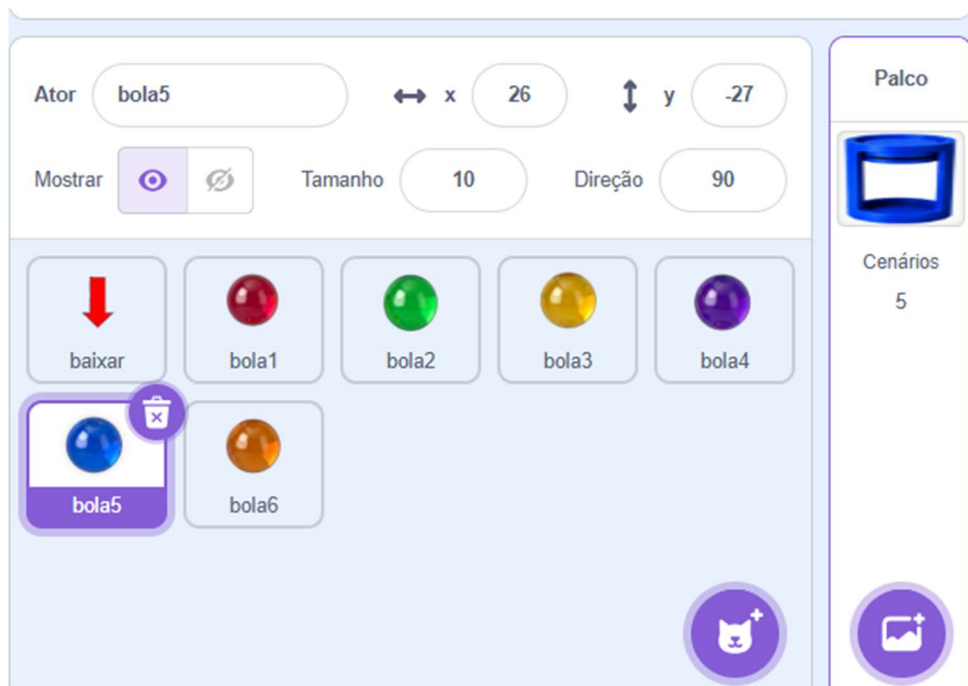
Vamos colocar os atores as “bolinhas”



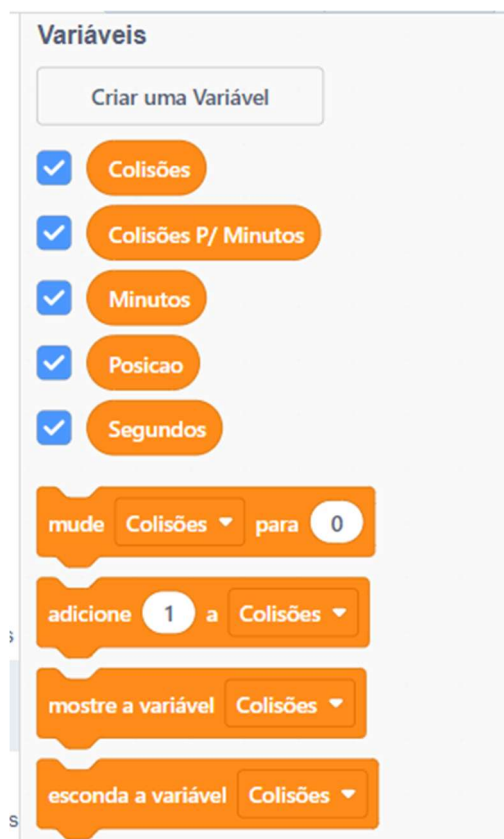


Note que mudamos o tamanho do "ator" colocamos tamanho 10

Depois de colocar os atores deve ficar parecido com a imagem abaixo



Vamos criar as variáveis que vamos usar



Vamos programar o primeiro código da "bolinha vermelha".

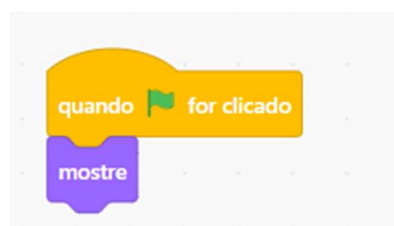


Vamos programar o primeiro código da “bolinha verde”.



Agora arraste este código para as outras bolinhas.

Vamos programar o nosso ator a “flecha para baixo” o “baixar”
O primeiro código.



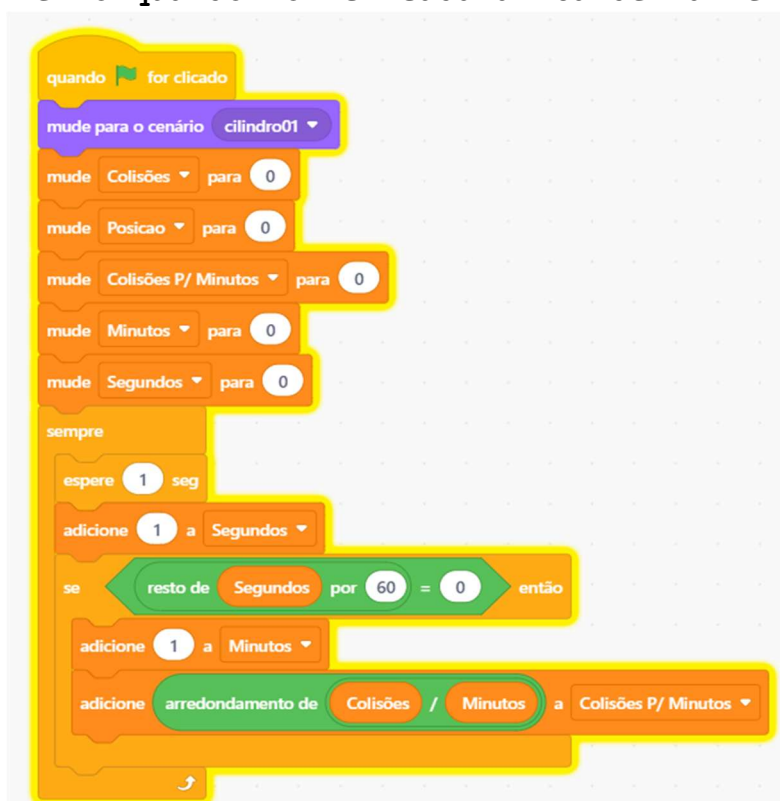
AGORA ATENÇÃO

Vamos fazer a segunda parte da programação, mas ela cheia de detalhes vamos fazer com CALMAAAAAAAAAAAAAAAAAAAAA!!!!



Agora vamos programa no "Cenário" e fazer as programações para os cálculos.

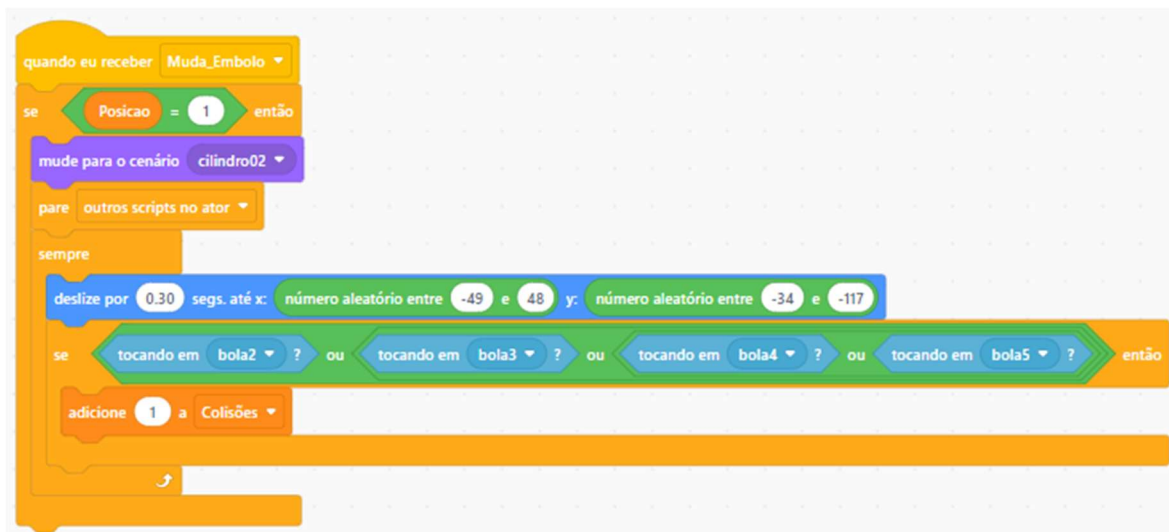
Primeiro quando for clicada a "bandeira verde"



Agora quando receber a mensagem "Muda_Embolo"



Agora vamos programar a "bola vermelha", no sentido de quando for clicado a "seta para baixo", ou seja, quando enviarmos a mensagem "muda_embolo".



Agora dentro da "bola vermelha" podemos programar para cada situação, ou seja, se "Posicao" =2, 3, 4.

COMO PODE NOTAR É UMA COPIA SO ALTERANDO OS VALORES DA "POSICAO".

Agora a "bola verde"



E só ir repetindo os códigos novamente alterando as posições, e arrastar para as outras "bolinhas".