GUÍA DOCENTE · SIMULACIENCIA

# Guía docente: simulación de velocidad de reacción

## Ficha rápida

La simulación muestra la reacción A + B → C como choques entre moléculas con orientación, y deja variar temperatura, cantidad de moléculas y catalizador. Su uso principal es 4.º ESO, con aplicaciones en 3.º ESO y 2.º Bachillerato Química.

| Dato | Detalle |
|---|---|
| Enlace | simulaciencia.es/simulaciones/velocidad-reaccion/ |
| Cursos | 4.º ESO (uso principal), 3.º ESO, 2.º Bachillerato Química; uso puntual en 2.º ESO y 1.º Bachillerato |
| Materia | Física y Química; Química en 2.º Bachillerato |
| Duración orientativa | 15–20 minutos de explicación con la simulación proyectada |
| Material | Proyector o pizarra digital; funciona en navegador, también en móvil y tableta, sin instalar nada |
| Conocimientos previos | Modelo de partículas, reactivos y productos, temperatura como medida de la agitación de las partículas |
| Accesibilidad | Tema oscuro, claro y de alto contraste (botón del engranaje, «Apariencia») |

## Cómo funciona la simulación

La simulación tiene tres modos que se eligen en la tarjeta «Modo»: «Modo reacción», «Modo comparación» y «Modo choque». En los dos primeros se ve una cámara con moléculas A (azul), B (naranja), producto C (verde) y catalizador K (violeta). Debajo aparece la gráfica «VELOCIDAD DE REACCIÓN (reacciones/s simulado)».

| Modo | Qué controla el docente | Qué muestra |
|---|---|---|
| Modo reacción | «Temperatura» de 1 a 10 (empieza en «Normal (4)»), «Moléculas A (reactivo)» y «Moléculas B (reactivo)» de 4 a 30 (empiezan en 16) y «Catalizadores» de 0 a 6 (empieza en 0). Botones «⏸ Pausar» y «↺ Reiniciar» | Una cámara con el recuento de A, B, C y K, las reacciones térmicas y catalizadas («Térm.» y «Cat.»), el porcentaje de «conversión», la curva de velocidades y la gráfica de velocidad de reacción |
| Modo comparación | «Variable a comparar»: «Presencia de catalizador» (0 frente a 4, rango 0–6), «Energía (temperatura)» (2 frente a 8, rango 1–10) o «Cantidad de moléculas» (8 frente a 24, rango 4–30, igual número de A y de B). Las otras dos variables se fijan con los deslizadores de «Parámetros» | Dos cámaras, «◀ Izquierda» y «▶ Derecha», con las dos curvas superpuestas en la gráfica. Cuando una cámara agota el reactivo limitante, se pausa y muestra el porcentaje de conversión de cada una |
| Modo choque | Orientación de cada molécula, arrastrando con el ratón o el dedo. «Energía del choque» de 1 a 10 (empieza en 5). Botones «▶ Lanzar» y «↺ Reset» | Dos moléculas grandes que chocan de frente. Un panel dice «✓ CHOQUE EFECTIVO» o «✗ CHOQUE INEFECTIVO» y si hubo «Energía suficiente» y «Orientación correcta» |

Cuatro elementos sostienen la explicación:

- **El sitio reactivo.** Cada A y cada B tiene un extremo claro resaltado. La reacción térmica solo ocurre si los dos sitios reactivos se tocan en el choque.
- **El recuadro de velocidades.** Arriba a la derecha de cada cámara aparece «Velocidad relativa de los choques (T = 4)». Dibuja cómo se reparten las velocidades relativas de los pares de moléculas, una línea roja discontinua «Ea» y en verde la parte que la supera: los choques con energía suficiente.
- **La gráfica de velocidad de reacción.** Cuenta las reacciones del último segundo de simulación (60 pasos) y guarda los últimos 90 valores. En comparación superpone las dos cámaras con su color, y las estadísticas del panel se dan por cámara: «izquierda | derecha».
- **El porcentaje de conversión.** Abajo a la derecha de cada cámara indica qué parte del reactivo limitante ha reaccionado.

El desplegable «¿Cómo funciona?», cerrado al empezar, resume la vía térmica, la vía catalizada y el modo comparación. La tarjeta «Leyenda» identifica los colores, el sitio reactivo y el destello de reacción.

## Uso en cada curso

En 3.º ESO la simulación sirve para ver de forma cualitativa el efecto de la temperatura y la concentración. En 4.º ESO es el soporte de la teoría de colisiones y de los factores que influyen en la velocidad. En 2.º Bachillerato Química enlaza la teoría de colisiones con la energía de activación, la ecuación de Arrhenius y los catalizadores. Los saberes citados son los del currículo LOMLOE de la Comunidad de Madrid.

Las cifras de reacciones son orientativas. La simulación es aleatoria y el número de reacciones depende del tamaño de la pantalla. Los valores indicados corresponden a una pantalla de portátil típica.

### 2.º ESO: uso puntual

*13–14 años · 8th grade en EE. UU. · Year 9 en Reino Unido*

No hay un saber de velocidad de reacción. El «Modo choque» puede ilustrar «Cambios físicos y químicos de los sistemas materiales» e «Introducción a las reacciones químicas» (bloque C). Con los valores iniciales, «▶ Lanzar» da un choque efectivo y aparece C, formado por los átomos de A y de B. Basta para mostrar que una reacción reorganiza átomos y forma una sustancia nueva.

### 3.º ESO: temperatura y concentración

*14–15 años · 9th grade en EE. UU. · Year 10 en Reino Unido*

**Saberes básicos.** Bloque C: «Interpretación microscópica de las reacciones químicas», «Análisis de los factores que afectan a las reacciones químicas: predicción cualitativa de la evolución de las reacciones» y «Análisis cualitativo de la influencia de la temperatura y la concentración en una reacción química». Bloque B: «Modelo cinético-molecular de la materia». Bloque A: «Empleo de diversos entornos y recursos de aprendizaje científico, como el laboratorio o los entornos virtuales».

**Objetivos.** Interpretar una reacción como choques entre partículas que reorganizan sus átomos. Predecir de forma cualitativa el efecto de la temperatura y de la concentración. Relacionar la temperatura con la rapidez de las partículas.

**Secuencia de explicación (15–20 min).**

1. Modo reacción con los valores iniciales: «Normal (4)», 16 A, 16 B y 0 catalizadores. Abrir «Leyenda» y señalar A, B, C y el sitio reactivo. Preguntar si reaccionan cada vez que chocan.

2. Dejar correr un minuto. Hay muchos choques y pocos destellos: el contador «Reacciones» suele quedar entre 5 y 8. Concluir que no todo choque produce reacción.
3. Pausar y señalar una molécula C: tiene dos átomos azules de A y dos naranjas de B. Los átomos se reorganizan, no aparecen ni desaparecen.
4. Pasar a Modo comparación y elegir «Energía (temperatura)»: queda T = 2 frente a T = 8. Pedir una predicción. Al minuto, la cámara a T = 8 suele llevar unas 12 reacciones frente a unas 7.
5. Elegir «Cantidad de moléculas»: quedan 8 A + 8 B frente a 24 A + 24 B en cámaras iguales. Al minuto suele haber unas 4 reacciones frente a unas 17. Más partículas en el mismo espacio chocan más a menudo.
6. Cerrar con dos reglas: a más temperatura y a más concentración, reacción más rápida. Ejemplo cotidiano: la nevera conserva los alimentos porque frena sus reacciones.

## 4.º ESO: teoría de colisiones y factores

*15–16 años · 10th grade en EE. UU. · Year 11 en Reino Unido*

**Saberes básicos.** Bloque C: «Factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas: comprensión de cómo ocurre la reordenación de los átomos aplicando modelos como la teoría de colisiones y realización de predicciones en los procesos químicos cotidianos más importantes». También «Aproximación al concepto de velocidad de reacción química», «Mecanismo de las reacciones químicas» y «Factores que influyen en la velocidad de una reacción química».

**Objetivos.** Enunciar las dos condiciones de un choque eficaz: energía suficiente y orientación adecuada. Explicar el efecto de la temperatura, la concentración y el catalizador con esas condiciones. Interpretar la velocidad de reacción como reacciones por unidad de tiempo.

**Secuencia de explicación (15–20 min).**

1. Modo choque con los valores iniciales: los dos sitios reactivos se miran de frente. Pulsar «▶ Lanzar»: «✓ CHOQUE EFECTIVO» y aparece C.
2. Pulsar «↺ Reset» y arrastrar A para que su sitio reactivo apunte hacia arriba (unos 90°). Lanzar: «✗ CHOQUE INEFECTIVO», con «Orientación correcta: No ✗». Definir la condición de orientación.
3. Pulsar «↺ Reset», dejar la orientación inicial y bajar «Energía del choque» a 3. Lanzar: «✗ CHOQUE INEFECTIVO», con «Energía suficiente: No ✗». Subir a 4 y lanzar: efectivo. Definir la condición de energía: Ea equivale al nivel 4.
4. Pasar a Modo reacción y señalar el recuadro «Velocidad relativa de los choques (T = 4)»: lo que queda en verde, a la derecha de «Ea», son los choques con energía suficiente. Mover «Temperatura» de 1 a 10: la curva se ensancha hacia la derecha y el área verde pasa de un 12 % a T = 1 a un 81 % a T = 10.
5. Modo comparación con «Presencia de catalizador» (es la variable inicial: 0 frente a 4). La cámara con 4 catalizadores suele agotar el reactivo en 15–25 s. La simulación se pausa y la otra cámara suele quedar por debajo del 50 %.
6. Señalar que el recuento «K: 4» no cambia: el catalizador no se gasta. Leer la gráfica: cada pico son reacciones por segundo, y la velocidad cae al agotarse los reactivos.

## 1.º Bachillerato: repaso puntual

*16–17 años · 11th grade en EE. UU. · Year 12 en Reino Unido*

No hay un saber de cinética. La simulación puede apoyar el saber «Reactivo limitante y reactivo en exceso» (bloque B). En Modo reacción con 16 A, 10 B y 4 catalizadores, la reacción se detiene con 10

moléculas de C. Quedan 6 A sin reaccionar y la «conversión» marca 100 %, porque se calcula respecto al reactivo limitante.

### 2.º Bachillerato Química: cinética química

*17–18 años · 12th grade en EE. UU. · Year 13 en Reino Unido*

**Saberes básicos.** Bloque B, 2. Cinética química: «Conceptos de velocidad de reacción», «Teoría de las colisiones como modelo a escala microscópica de las reacciones químicas. Teoría del estado de transición. Energía de activación», «Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma. Ecuación de Arrhenius» y «Utilización de catalizadores en procesos industriales».

**Objetivos.** Interpretar los factores de la ecuación de Arrhenius, k = A·e^(−Ea/RT), con la teoría de colisiones. Relacionar la velocidad con la concentración de reactivos. Explicar la acción de un catalizador como un mecanismo alternativo.

**Secuencia de explicación (15–20 min).**

1. Modo reacción, «Temperatura» en 4. En el recuadro, la fracción verde de choques con energía suficiente vale e^(−2,1/T): 59 % a T = 4. Compararla con el factor e^(−Ea/RT) de Arrhenius.
2. Recorrer T = 1, 2, 4 y 10: la fracción vale 12 %, 35 %, 59 % y 81 %. La rapidez típica solo se multiplica por 3,2 entre T = 1 y T = 10. Concluir que la temperatura actúa sobre todo por la fracción que supera Ea.
3. Modo choque: girar A unos 90° y lanzar. El choque es inefectivo aunque haya «Energía suficiente: Sí ✓». Presentar el factor estérico incluido en el factor preexponencial A.
4. Modo comparación, «Cantidad de moléculas» (8 frente a 24). Con v = k[A][B], triplicar ambas concentraciones multiplica por 9 la velocidad inicial. Comprobar en la gráfica que la curva derecha va muy por encima.
5. Modo reacción con 30 A, 30 B y 4 catalizadores. La gráfica empieza en 2–4 reacciones/s y cae hacia 0 en unos 20–30 s. La velocidad disminuye al bajar las concentraciones, como predice la ley de velocidad.
6. Modo comparación, «Presencia de catalizador». Explicar que el catalizador ofrece otro camino y sale intacto. Matizar que aquí elimina la barrera, mientras que un catalizador real la rebaja. Citar la síntesis de Haber-Bosch.

## Concepciones alternativas que ayuda a corregir

La simulación ataca sobre todo la idea de que basta con que las partículas choquen para que reaccionen. Cada fila indica la idea previa frecuente y cómo desmontarla con la simulación.

| Idea del alumnado | Idea correcta | Cómo mostrarlo |
|---|---|---|
| «Siempre que dos reactivos chocan, reaccionan» | Solo reacciona una pequeña fracción de los choques | Modo reacción con valores iniciales: muchos choques y, en un minuto, solo unas 5–8 reacciones en el contador «Térm.» |
| «Si el choque es muy fuerte, siempre hay reacción» | También hace falta la orientación adecuada | Modo choque, «Energía del choque» en 10 y A girada 180°: «✗ CHOQUE INEFECTIVO» con «Energía suficiente: Sí ✓» |

| Idea del alumnado | Idea correcta | Cómo mostrarlo |
|---|---|---|
| «Al calentar, todas las moléculas van a la misma velocidad, solo que más rápido» | Hay una distribución de velocidades; al calentar se ensancha | Modo reacción: mover «Temperatura» de 1 a 10 y mirar cómo se ensancha la curva del recuadro de velocidades |
| «La temperatura acelera la reacción solo porque hay más choques» | El efecto principal es que más moléculas superan la energía de activación | Recuadro de velocidades: el área verde pasa de 12 % (T = 1) a 81 % (T = 10), mucho más que la rapidez (×3,2) |
| «El catalizador se gasta o pasa a formar parte del producto» | El catalizador se recupera intacto y vuelve a actuar | Modo reacción con 4 catalizadores: el recuento «K: 4» no cambia y C solo tiene átomos de A y de B |
| «Con catalizador se obtiene más producto» | El catalizador solo acelera; el producto lo limita el reactivo limitante | Modo reacción con 16 A, 10 B y 4 catalizadores: C se detiene en 10, en menos de medio minuto; sin catalizador tardaría mucho más, pero el tope sería el mismo |
| «La velocidad de reacción es constante hasta que se acaba» | La velocidad disminuye a medida que se consumen los reactivos | Modo reacción con 30 A, 30 B y 4 catalizadores: la gráfica empieza en 2–4 reacciones/s y cae hacia 0 en unos 20–30 s |

## Simplificaciones que conviene conocer

La simulación prioriza las dos condiciones del choque eficaz y para ello simplifica la energía, el catalizador y la escala. Conviene conocer estas licencias para no reforzar ideas incorrectas sin querer.

1. **La energía de activación es un umbral de velocidad.** Una A y una B reaccionan si su velocidad relativa supera 5,8 px por fotograma. Además, sus sitios reactivos deben quedar a menos de 11 px. No se calcula energía cinética ni se usa la componente a lo largo de la línea de choque. En 2.º Bachillerato conviene decirlo.
2. **El recuadro cuenta pares, no choques.** Dibuja la velocidad relativa de un par de moléculas al azar, que es lo que la reacción compara con Ea. Pero los pares rápidos chocan más a menudo, así que entre los choques que de verdad ocurren la fracción con energía suficiente es algo mayor que el área verde.
3. **La distribución es bidimensional.** Las moléculas se mueven en un plano y la curva es $f(v) \propto v \cdot e^{(-v^2/2\sigma^2)}$, con $\sigma = 2\cdot\sqrt{(2T)}$ para la velocidad relativa ($2\cdot\sqrt{T}$ para cada molécula). No es la distribución de Maxwell-Boltzmann en tres dimensiones. Su forma cualitativa sí es la correcta.
4. **La temperatura es una escala de 1 a 10.** No son kelvin ni grados Celsius. La rapidez crece con $\sqrt{T}$, coherente con una energía cinética media proporcional a T. No conviene convertir los niveles a temperaturas reales.
5. **El catalizador elimina la barrera.** Atrae a A y B desde 115 px y las sujeta en sus dos cavidades. A los 28 fotogramas reaccionan, sin requisito de energía ni orientación. Un catalizador real rebaja la energía de activación, no la anula. Por eso la vía catalizada apenas depende de la temperatura.
6. **La reacción es irreversible y sin intercambio de energía.** C nunca se descompone en A y B y no se libera ni absorbe calor. No sirve para explicar el equilibrio químico ni reacciones exotérmicas.
7. **La concentración es el número de moléculas en la cámara.** El tamaño de la cámara depende de la pantalla. En comparación cada cámara mide la mitad, así que 16 moléculas equivalen al doble de concentración. Las cifras cambian entre el portátil y el proyector.
8. **Segundos de simulación.** La velocidad se mide en reacciones por cada 60 fotogramas, un «segundo de simulación». En un equipo lento la animación va más despacio, pero las cifras son las mismas; la

gráfica y la ayuda lo indican. Con tan pocas moléculas los valores son enteros pequeños y muy irregulares.

9. **En el Modo choque la energía es un escalón.** Cada molécula sale a 1,5·√E, así que la velocidad relativa supera el umbral de 5,8 a partir del nivel 4 (nivel 3: 5,2; nivel 4: 6,0). No hay distribución de velocidades: es un único choque con una energía fija.

## Ficha de actividades del alumnado

La ficha de actividades sigue el esquema predice, observa y explica. Cada actividad enlaza a la simulación ya preparada, así que funciona en el aula de informática, con tabletas o como tarea en casa. Se descarga en Word y LibreOffice para adaptarla.

| Curso | Actividades | Duración orientativa |
|---|---|---|
| 3.º ESO | Antes de empezar, actividades 1, 3 y 4, preguntas 1 a 3 de Aplica lo aprendido y Revisa tus ideas | Una sesión |
| 4.º ESO | Antes de empezar, actividades 1 a 6, Aplica lo aprendido, Revisa tus ideas y Autoevaluación | Una sesión de 50–55 minutos |
| 2.º Bachillerato Química | Actividades 2, 3, 5 y Para ampliar | Una sesión |

La tabla de «Antes de empezar» recoge cinco ideas previas sobre las reacciones. Conviene no corregirla al principio: el alumnado vuelve a ella en «Revisa tus ideas». La simulación es aleatoria: las cifras de las soluciones son orientativas y dependen del tamaño de la pantalla.

### Soluciones

| Apartado | Solución |
|---|---|
| Antes de empezar | Todas falsas. a) Solo los choques eficaces reaccionan (actividades 1 y 2). b) Los átomos se reorganizan; no aparecen ni desaparecen (actividad 1). c) Las moléculas no crecen; se mueven más deprisa y chocan con más energía (actividad 3). d) El catalizador no se gasta (actividad 5). e) La velocidad baja a medida que se gastan los reactivos (actividad 6) |
| Actividad 1 | Entre 5 y 8 reacciones en un minuto, con muchos más choques. Una molécula C tiene dos átomos azules (de A) y dos naranjas (de B): los átomos se reorganizan. No todo choque produce reacción |
| Actividad 2 | Caso 1: efectivo. Caso 2: inefectivo, falla la orientación. Caso 3: inefectivo, falla la energía. Caso 4: efectivo. Condiciones: energía suficiente (al menos la energía de activación, nivel 4) y orientación adecuada (los sitios reactivos se tocan) |
| Actividad 3 | A temperatura 2, unas 7 reacciones; a temperatura 8, unas 12. La parte verde es pequeña a temperatura 2 y grande a temperatura 8. Al calentar, las moléculas se mueven más deprisa: chocan más a menudo y una parte mayor de los choques supera la energía de activación |
| Actividad 4 | Unas 4 reacciones con 8 + 8 y unas 17 con 24 + 24. Más moléculas en el mismo volumen chocan más a menudo. Ejemplo: la lejía concentrada actúa antes que la diluida |
| Actividad 5 | La cámara con 4 catalizadores agota el reactivo en 15–25 s; la otra suele quedar por debajo del 50 %. Hay 4 catalizadores al principio y al final. El catalizador abre un camino de reacción con menos energía de activación y se recupera al terminar cada reacción |
| Actividad 6 | La velocidad es mayor al principio y baja hasta cero al final, cuando no quedan A ni B. Se frena porque cada vez hay menos reactivos y chocan menos a menudo (menos concentración) |

| Apartado | Solución |
|---|---|
| Aplica lo aprendido | 1) A baja temperatura las moléculas se mueven más despacio y hay menos choques eficaces: las reacciones que estropean los alimentos van más lentas. 2) El serrín tiene mucha más superficie en contacto con el oxígeno: más choques. 3) A más temperatura, más choques y más energéticos. 4) Acelera las reacciones que transforman los gases tóxicos en otros menos dañinos; no se gasta, así que no hay que reponerlo en cada uso |
| Para ampliar | 1) La parte verde pasa de un 12 % a temperatura 1 a un 81 % a temperatura 10: la fracción de choques con energía mayor que Ea crece mucho con T, como indica el factor $e^{-Ea/RT}$. 2) B es el limitante: se forman 10 moléculas de C y sobran 6 de A; la conversión marca 100 % |

Juan Ramón Grijota · SimulaCiencia. Guía publicada bajo licencia CC BY-SA 4.0: puedes adaptarla y compartirla citando la autoría y con la misma licencia. Versión actualizada y simulación en simulaciencia.es/guias/velocidad-reaccion/.