

GUIA DE ESTUDIO TEMAS SELECTOS DE QUIMICA II

Profesora: Nadia Carmen Martínez Demesa

BLOQUE I) CINÉTICA QUÍMICA INVESTIGA LOS SIGUIENTES TEMAS

1. Las reacciones químicas
2. Factores que afectan una reacción:
Concentración de reactivos, presión del sistema, temperatura, naturaleza de los reactivos, estado de agregación, tamaño de la partícula y catalizadores.
3. Energía de activación.
 - a) Cálculo de la velocidad de una reacción química
 - b) El orden de las reacciones.
 - c) Reacciones de orden cero
 - d) Reacciones de primer orden
 - e) Reacciones de segundo orden
 - f) Ley de acción de masas
 - g) Equilibrio químico
 - h) Constante de ionización

BLOQUE II) TERMOQUÍMICA Y ELECTROQUÍMICA INVESTIGA LOS SIGUIENTES TEMAS

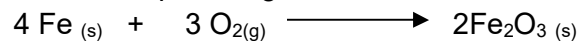
1. Termoquímica
2. Diferencia entre calor y temperatura
3. Sistema, entorno, frontera y universo.
4. Proceso isobárico, proceso isotérmico, proceso isocórico y proceso adiabático.
5. Tipos de sistemas termodinámicos
6. Leyes de la termodinámica:
 - a) Ley cero de la termodinámica
 - b) Primera ley de la termodinámica
 - c) Segunda ley de la termodinámica
 - d) Tercera ley de la termodinámica.
7. Ley de Hess
8. Entalpía
9. Entropía
10. Energía libre de Gibbs
11. Cálculo de la entalpía, entropía y energía libre de Gibbs
12. Características de una reacción de oxidoreducción.
13. Balanceo de reacción redox por el método del cambio del número de oxidación.
14. Electrolito
15. Electrólisis
16. Partes de una celda galvánica o voltaica

BLOQUE III) BIOMOLÉCULAS ORGÁNICAS INVESTIGA LOS SIGUIENTES TEMAS

1. Estructura química de las biomoléculas
2. Nomenclatura del grupo funcional de cada biomolécula
3. Características, funciones y estructura de los:
 - a) Lípidos
 - b) Proteínas
 - c) Carbohidratos
 - d) Ácidos nucleicos
4. Estructura de Lewis
5. Enlaces en la biomoléculas
6. Enlace iónico
7. Enlace covalente
8. Puente de hidrógeno
9. Fuerzas de Van der Waals
10. Enlace glucosídico
11. Enlace peptídico
12. Saturación e insaturación.

EJERCICIOS. RESUELVE LOS SIGUIENTES PROBLEMAS.

- Convertir las siguientes unidades 580 torr a atm, 3060 mm Hg a Pa, 200000 Pa a atm, 1080 atm a mmHg y 20 bar a torr.
- Calcular el cambio de energía interna de los siguientes casos:
 - Recibe 100 J de calor y efectúa 1000 J de trabajo sobre los alrededores
 - Recibe 200 J de calor y entrega 800 J de trabajo.
 - Cede 200 J de calor y entrega 1000 J de trabajo a los alrededores
 - Cede 1000 J de calor y recibe 1000 J de trabajo efectuado por los alrededores.
- Calcular la eficiencia de una máquina térmica a la cual se le suministran 4.5×10^7 cal, realizando un trabajo de 8.3×10^6 J.
- Suponga que una persona le comenta que construyó una máquina térmica la cual, en cada ciclo, recibe 90 cal de la fuente caliente y realiza un trabajo de 400 J. ¿Qué eficiencia presenta la máquina?
- Calcular la eficiencia de una máquina térmica a la cual se le suministrarán 9000 calorías para obtener 15 700 joules de calor de salida?
- Los ciclos de un motor de vapor transfieren un total de 7 500 calorías cuando realiza un trabajo de 680 J. ¿Cuál es el rendimiento de la máquina?
- El hierro es un metal con el que se fabrica el acero de infinidad de herramientas, maquinaria y equipo, por ejemplo, en la industria alimenticia o la industria farmacéutica. Con él se hacen motores, automóviles, barcos, plataformas petroleras, etcétera, variando en cada caso sólo algunos de sus componentes, sin embargo, presenta un gran problema: la oxidación y en casos más graves la corrosión. La oxidación del hierro se da por la siguiente reacción a 25 °C.



Determina:

- La entalpía de reacción para saber si la reacción es exotérmica o endotérmica.
 - La entropía de reacción
 - Mediante la energía libre de Gibbs si la reacción es espontánea o no y a que temperaturas.
- 8) Determina los números de oxidación en las siguientes especies químicas:
- | | | |
|----------------------|--|-----------------------------------|
| a) Na ₂ S | d) SCl ₂ | g) SO ₃ |
| b) H ₂ S | e) SO ₂ | h) H ₂ SO ₄ |
| c) S ₈ | f) S ₂ O ₃ ²⁻ | i) SO ₃ ²⁻ |
- 9) Si las reacciones pertenecen a reacciones redox (óxido-reducción) determina los números de oxidación de cada elemento, menciona cual sustancia es el agente oxidante y agente reductor e indica cual es la reacción de oxidación y reducción. Finalmente balancea las reacciones donde se pueda aplicar el método de óxido-reducción.
- CH₄ + O₂ → CO₂ + H₂O
 - Cu + H₂SO₄ → CuSO₄ + SO₂ + H₂O
 - Fe₂O₃ + Al → Fe + Al₂O₃
 - Cr₂O₃ (s) + Si (s) → Cr (s) + SiO₂ (s)

ANEXO. APUNTES DE TEMAS SELECTOS DE QUÍMICA II

BLOQUE I) CINÉTICA QUÍMICA.

CONSTANTES INVOLUCRADAS EN UNA REACCIÓN.

Las reacciones químicas se ven afectadas por distintos factores físicos, los cuales generan que aquellas se comporten de manera distinta en función de lo que las rodea. En teoría, existen valores constantes para todo tipo de reacciones químicas que de alguna u otra forma afectarán su realización; por ejemplo, la velocidad de las reacciones se verá alterada por las condiciones en las que se efectúa; la presión y la temperatura son quizá las dos más importantes. Un ejemplo característico es la ebullición del agua, a nivel del mar el agua hierve a 100 °C, en cambio, por arriba del nivel del mar la temperatura de ebullición disminuye.

LEY DE ACCIÓN DE MASAS

Cato Maximilian Guldberg (1836-1902) y Peter Waage (1833-1900) enunciaron la ley de acción de masas en 1864, buscando una relación entre las sustancias que participan en una reacción química y la velocidad a la que ocurre. Pese a que la propuesta fue sumamente novedosa, la teoría no fue bien recibida por la comunidad científica de la época; de hecho, prácticamente fue desechada, y hasta 1875 Wilhelm Ostwald (1853-1932) la redescubrió y comenzó a trabajarla, y en 1877 Jacobus van't Hoff (1852-1911) logró deducirla basándose en los principios de la termodinámica, dando crédito además a Guldberg y Waage.

La ley de acción de masas enuncia: ***“Existe una relación directa entre la velocidad de una reacción y la masa de las sustancias reactantes”***

Esta ley sienta las bases para el estudio del equilibrio químico y de los principios que lo rigen. Tiene distintos campos de aplicación, como la Farmacología, en la que se usa cuando estudiamos la relación entre el fármaco y su consumidor: los medicamentos se preinscriben con base en diferentes criterios, por ejemplo, un niño no puede consumir una cápsula de 500 mg, así como un adulto no puede consumir solo gotas; aspectos como la talla y el peso del paciente juegan un papel trascendental.

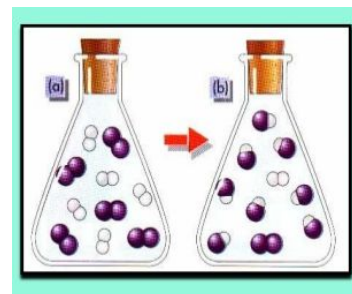
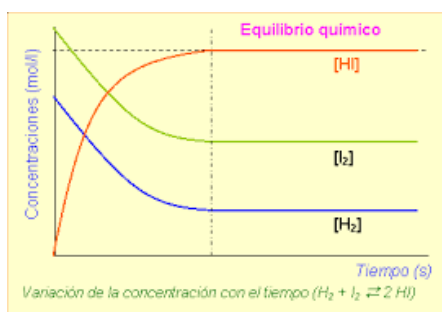
En cualquiera de los casos, la acción del medicamento tiene un pico máximo de acción y luego comienza un declive, por eso las medicinas se deben administrar puntualmente cuando se indica (cada 8, 12 o 24 horas); otro ejemplo se presenta en el campo de la Electrónica, para determinar relaciones entre intersticios y superficies, pensando en la relación que guardan para ello las cargas eléctricas.

LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

A lo largo de este bloque has aprendido cómo sucede una reacción química y que depende de la manera en la que se realiza. La realidad es que no es posible que todas las sustancias reactantes se conviertan al cien por ciento en productos, las relaciones estequiométricas son muy importantes en esta parte. En este mismo sentido, las concentraciones de las especies influyen directamente en la constante de equilibrio, parte fundamental para que posteriormente la expliquemos en el tema de la ley de acción de masas.

El Equilibrio Químico es un estado en el que la velocidad de un proceso hacia delante es igual a la velocidad de un proceso inverso, es decir, cuando se desarrollan de manera simultánea, como cuando la velocidad de evaporación es igual a la velocidad de condensación para un líquido en un recipiente cerrado. Cuando las concentraciones de cada una de las sustancias que intervienen (reactivos o productos) se mantienen constantes, es decir, ya no varían con el tiempo, se dice que la reacción ha alcanzado el EQUILIBRIO QUÍMICO. Véase la siguiente figura

Fig.1. Equilibrio Químico



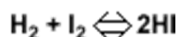
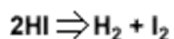
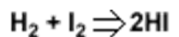
Nota. En una reacción química puede alcanzarse el equilibrio, sin embargo, en muchas ocasiones es muy difícil retornar al inicio de una reacción química, es decir que al momento de obtener el producto ya no se puede descomponer para obtener nuevamente los reactivos, por lo tanto, las reacciones se clasifican como:

- Reacciones químicas irreversibles: Estas reacciones se producen cuando uno o ambos compuestos químicos reaccionantes se agotan y no es posible volver a obtener las sustancias originales, es una reacción que transcurre en un solo sentido (\longrightarrow).

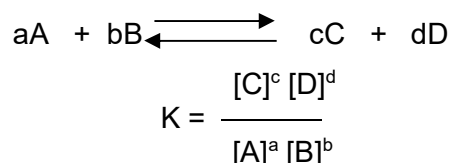


Reacciones químicas reversibles: son aquellas en las que los reaccionantes dan origen a productos que a su vez se descomponen y dan lugar de nuevo a las sustancias que reaccionaron inicialmente. La reacción

transcurre en ambos sentidos (\rightleftharpoons). Las reacciones reversibles pueden conducir a un estado de equilibrio químico.



Cuando se alcanza el equilibrio se puede tener cantidades muy diferentes de productos presentes en el equilibrio. Para tener cantidades más equitativas en nuestro equilibrio es necesario determinar la constante de equilibrio (K) la cual tiene la siguiente forma:



- Los corchetes indican que las sustancias contenidas en ellos están expresadas en concentraciones de mol/l.
- Los exponentes son los coeficientes de la ecuación balanceada.

La Ley del equilibrio químico se enuncia de la siguiente manera: ***“En un sistema de equilibrio, el producto de las concentraciones (mol/L) de las sustancias resultantes, entre el producto de las sustancias reaccionantes, cada una de ellas elevada a una potencia igual al número de moles que intervienen en la reacción, es un valor constante para cada temperatura”.***

El rango del valor de K sirve para predecir el comportamiento del sistema en equilibrio. (ver tabla)

Rango de K	Desplazamiento del sistema.
K > 1	Se favorece la reacción directa
K < 1	Se favorece la reacción inversa
K = 1	Ambas reacciones son iguales.

Algunos ejemplos de la aplicación práctica de esta ecuación se muestran a continuación:

Para la siguiente ecuación escribir la expresión de la constante de equilibrio:



$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

A cierta temperatura, la reacción gaseosa:



Produce las siguientes concentraciones:

CO	H ₂ O	H ₂	CO ₂
0.2 M	0.5 M	0.32 M	0.42 M

Obtener el valor de K:

$$K = \frac{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} \quad K = \frac{[0.32 \text{ mol/L}][0.42 \text{ mol/L}]}{[0.2 \text{ mol/L}][0.5 \text{ mol/L}]} \quad K = \frac{0.134 \text{ mol/L}}{0.1 \text{ mol/L}} = 1.344$$

Como $K = 1.344$ entonces $K > 1$, esto indica que la reacción está desplazada a la derecha, entonces:



EL PRINCIPIO DE HENRY LE CHATELIER Y LOS FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO.

El principio de Le Chatelier: **“Un sistema alcanza el equilibrio cuando la velocidad de la reacción directa se hace igual a la velocidad de la reacción inversa. Este equilibrio es muy sensible a cambios de presión, temperatura y concentración.”** En 1888 el químico francés Henry Louis Le Chatelier, enunció este principio que lleva su nombre y que comprende a la vez variaciones de presión, temperatura y concentración. Cuando sobre un sistema en equilibrio se produce un cambio de presión, temperatura o concentración, el equilibrio se desliza en el sentido que tiende a contrarrestarlo

$\text{N}_2\text{O}_4 + 14 \text{ Kcal} \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$	
Elevación de la temperatura	→
Aumento de presión	←
Aumento de la $[\text{N}_2\text{O}_4]$	→

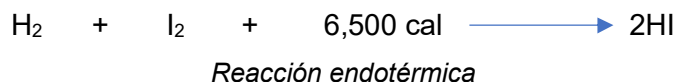
Factores que modifican el equilibrio químico:

- Cambios de temperatura
- Cambios de presión
- Cambios de concentración
- Catalizadores

EFFECTOS DE LA TEMPERATURA

Un aumento de temperatura favorece una reacción de equilibrio en sentido endotérmico; una disminución de temperatura, en el sentido exotérmico.

En el siguiente ejemplo, al producirse la elevación de la temperatura se ve favorecida la reacción directa (\rightarrow), porque absorbe calor, ésta es una reacción endotérmica, donde el equilibrio se desplaza para favorecer la formación de más productos.



En este otro ejemplo, al producirse la elevación de la temperatura el equilibrio se desplaza favoreciendo la reacción inversa (\leftarrow), el equilibrio se desplaza para favorecer la formación de más reaccionantes. Se cumple la Ley de Van't Hoff.



La reacción inversa es la reacción endotérmica en la que se absorbe calor.

EFFECTOS DE LA PRESIÓN.

La presión es un factor que influye sobre los sistemas gaseosos en equilibrio. La influencia de la presión sobre un sistema en equilibrio está comprendida en la Ley de Robin: "Cuando un sistema está en equilibrio, un aumento de presión favorece la reacción donde hay menor volumen; si se disminuye la presión favorece la reacción donde hay mayor volumen. Cuando el volumen es igual en ambos miembros, los cambios de presión no modifican el equilibrio".

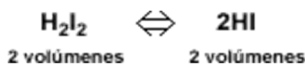
Ejemplo 1: Cuatro moles de reaccionantes dan origen a dos moles del producto, por lo que un aumento de presión desplaza el equilibrio hacia la derecha, esto favorece la formación de amoníaco, ya que es la que procede con disminución de volumen.



Ejemplo 2: Si se disminuye la presión se favorece la reacción directa, el equilibrio se desplaza hacia donde hay mayor volumen.



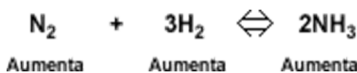
Ejemplo 3: Un aumento de la presión en este ejemplo no produce ninguna alteración sobre el equilibrio ya que tanto en la reacción directa como en la inversa se producen dos volúmenes. No hay modificación del equilibrio, los volúmenes son iguales en ambos miembros.



EFFECTO DE LA CONCENTRACIÓN.

La influencia de variaciones en la concentración sobre un sistema en equilibrio está regida por la ley de acción de masas: "La velocidad de una reacción química es proporcional al producto de las concentraciones molares de las sustancias reaccionantes".

Si en una reacción $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ aumenta la concentración del N_2 , el equilibrio se desplaza hacia la derecha para favorecer los productos. Lo mismo ocurre si se incrementa la concentración de H_2 . Después de cierto tiempo se alcanza un nuevo estado de equilibrio de acuerdo a las nuevas concentraciones.



Al aumentar la concentración de los reaccionantes, se forma más producto.

EFFECTO DE LOS CATALIZADORES

Se ha determinado que los catalizadores no tienen ningún efecto sobre la concentración de los reaccionantes y de los productos en equilibrio. Esto se debe a que si un catalizador acelera la reacción directa también hace lo mismo con la reacción inversa, de modo que, si ambas reacciones se aceleran en la misma proporción, no se produce ninguna alteración del equilibrio.

BLOQUE II. TERMOQUIMICA Y ELECTROQUÍMICA

Actividad I) Lee los conceptos que se muestran a continuación y subraya lo más importante.

2.1. TERMODINÁMICA

La termodinámica es la rama de la física general que estudia a nivel macroscópico las transformaciones de la energía, y como esta energía puede convertirse en trabajo.

La termoquímica es la parte de la termodinámica que estudia las relaciones entre las reacciones químicas y los cambios de energía.

¿QUÉ ES UN SISTEMA TERMODINÁMICO?

Un sistema termodinámico es una región del universo elegida para el estudio o análisis termodinámico. La región del universo exterior del sistema con la que puede intercambiar energía, calor o trabajo es llamado ambiente, alrededores o entorno.

Al estudiar el intercambio de energía entre un sistema y su entorno, se puede predecir el sentido como puede ocurrir el cambio físico o químico.

En un sistema termodinámico las propiedades pueden ser descritas únicamente y totalmente, especificando ciertos parámetros macroscópicos.

Un sistema termodinámico se analiza mediante tres variables: temperatura, presión y volumen

CALOR Y TEMPERATURA

CALOR. El calor es la transferencia de energía de una parte a otra de un cuerpo, o entre diferentes cuerpos, en virtud de una diferencia de temperatura, el calor es energía en tránsito. Se mide con un instrumento llamado calorímetro y sus unidades son: joule, caloría, kilocalorías o BTU.

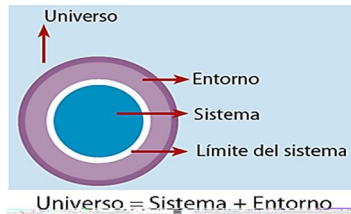
TEMPERATURA. La temperatura es una propiedad de los sistemas que determinan si están en equilibrio térmico. Este concepto de temperatura se deriva de medir calor o frío. Se mide con el termómetro y sus unidades son Celsius, Kelvin, Fahrenheit.

La diferencia es que la temperatura es una propiedad de un cuerpo y el calor es un flujo de energía entre dos cuerpos y diferentes temperaturas, el calor es energía residual presente en todas las formas de energía de tránsito.

PRESIÓN

La presión es una fuerza por unidad de superficie y puede expresarse en unidades tales como pascal, bar, atmósferas, kilogramos por centímetro cuadrado y psi. Sus unidades son: $1\text{atm} = 760\text{ mmHg} = 760\text{ Torr} = 1.013 \times 10^5\text{ N/m}^2 = 1.013 \times 10^5\text{ Pa} = 1.013\text{ bar}$

SISTEMA TERMODINÁMICO



- Sistema es una parte limitada y bien definida del universo objeto de estudio.
- Entorno o medio exterior es todo lo demás que rodea al sistema.
- Frontera (pared) es el límite que señala la superficie de contacto que comparten el sistema y el ambiente.
- Universo el universo está constituido por el sistema examinado y su entorno.

Un sistema está en equilibrio, cuando las variables termodinámicas permanecen constantes (Presión, volumen y temperatura)

TIPOS DE SISTEMA

- a) Sistema abierto puede intercambiar energía y masa.
- b) Cerrado puede intercambiar energía, pero no masa.
- c) Aislado no intercambia energía ni masa.

PROCESO

Se dice que un sistema pasa por un proceso termodinámico, o transformación termodinámica, cuando al menos una de las coordenadas termodinámicas no cambia: los procesos más importantes son:

- **PROCESO ISOBÁRICO.** Mantiene una presión constante, ejemplo la ebullición del agua. Un ejemplo de un proceso isobárico es la ebullición del agua en un recipiente abierto. Como el contenedor está abierto, el proceso se efectúa a presión atmosférica constante. En el punto de ebullición, la temperatura del agua no aumenta con la adición de calor, en lugar de esto, hay un cambio de fase de agua a vapor.
- **PROCESO ISOTÉRMICO.** La temperatura es constante durante este proceso, ejemplo la evaporación y fusión del agua. En este tipo de proceso la energía interna de un gas ideal sólo depende de la temperatura y ésta permanece constante en la expansión isoterma, el calor tomado del foco es igual al trabajo realizado por el gas: $Q = W$.
- **PROCESO ISOCÓRICO.** El volumen se mantiene constante. Un ejemplo de este proceso se presenta al coser alimentos dentro de una olla exprés, la cual disminuye el tiempo de cocción, pues sirve como depósito para que la temperatura y presión aumenten en el interior conforme transcurre el tiempo manteniendo su volumen constante. En general se presenta cuando un gas se calienta dentro de un recipiente con volumen fijo.
- **PROCESO ADIABÁTICO.** No existe intercambio de calor, ejemplo la nieve artificial. La máquina tiene una mezcla de aire comprimido y vapor de agua. Debido a la gran diferencia de presiones entre el tanque y la presión atmosférica, cuando la mezcla se rocía hacia la atmósfera se expande con tanta rapidez que no ocurre intercambio alguno de calor entre el sistema y sus alrededores.

LEY CERO DE LA TERMODINÁMICA

La ley cero de la termodinámica establece que, cuando dos cuerpos están en equilibrio térmico con un tercero, estos están a su vez en equilibrio térmico entre sí.

Consultar el siguiente video: https://www.youtube.com/watch?v=e1i-p_p543E

PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

También conocida como el principio de conservación de la energía para la termodinámica, establece que, si se realiza trabajo sobre un sistema o bien éste intercambia calor con otro, la energía interna del sistema cambiará.

“LA ENERGÍA NI SE CREA NI SE DESTRUYE SOLO SE TRANSFORMA”

La relación que existe entre el calor y trabajo permitirá comprender la primera ley de la termodinámica.

Tanto el calor como el trabajo son formas de transferencia de la energía o energía de tránsito.

Los sistemas intercambian energía a sus alrededores en forma de calor (Q) o de trabajo (W), lo cual incide en la energía interna que poseen en un instante determinado. De tal manera que la primera ley de la termodinámica se expresa como:

- $\Delta Q = \Delta U + \Delta W$
- ΔQ = Incremento de calor (+ cuando el calor entra al sistema, - cuando el trabajo sale del sistema)
- ΔU = Incremento de energía interna
- ΔW = Incremento de trabajo (+ cuando el sistema da o cede trabajo a sus alrededores, - cuando el sistema requiere que le den trabajo al sistema)

Ejemplo. En el interior de un cilindro en un motor de automóvil se lleva a cabo la combustión de una mezcla de aire y gasolina. Al término de la reacción, el sistema aire gasolina **pierde** 1200 J de calor hacia el entorno; simultáneamente, al expandirse los gases y mover el pistón, se efectúa 300 J de trabajo **sobre el entorno**. Calcula el cambio de energía interna en el sistema.

DATOS	FORMULA	DESPEJE	SUSTITUCIÓN Y RESULTADO
$Q = -1200 \text{ J}$ $W = + 300 \text{ J}$	$\Delta Q = \Delta U + \Delta W$	$\Delta U = \Delta Q - \Delta W$	$\Delta U = -1200 \text{ J} - 300 \text{ J}$ $\Delta U = -1500 \text{ J}$

SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA

La segunda ley se centra en el estudio de la entropía (S), concepto que se asocia directamente al grado de desorden que exista en el universo. La cantidad de entropía en el universo tiende a incrementarse con el tiempo.

Pero... ¿Qué es entropía? Pues bien, la entropía no es más que aquella cantidad de energía que no se puede aprovechar para producir un trabajo.

El desorden se puede ver en los estados de agregación de la materia, el desorden es mayor en un gas que en un líquido y mucho mayor que en un sólido.

En un compuesto sólido soluble en agua, este compuesto como sólido cristalino posee una estructura y un orden, el agua presenta un orden propio, aunque es más desordenado que el sólido. Al momento de disolver el sólido en el líquido, el resultado es un compuesto distribuido al azar en un medio desordenado, es decir, favoreceremos el incremento de la entropía.

Entre otras consideraciones, la segunda ley es extremadamente útil para:

- a) Proporciona los medios para medir la calidad de la energía.
- b) Establece los criterios para determinar el funcionamiento ideal de los equipos o maquinarias.
- c) Determina la dirección de los procesos.
- d) Establece los estados de equilibrio final para los procesos espontáneos.

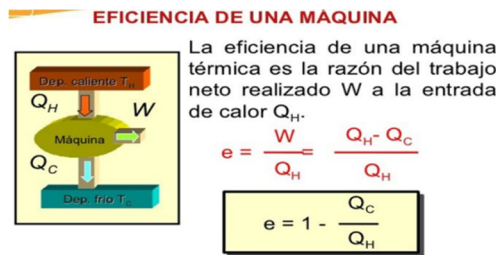
La segunda ley de la termodinámica fue enunciada por William Thomson, Lord Kelvin en 1850, y se enuncia así:

“ES IMPOSIBLE CONSTRUIR UNA MÁQUINA TÉRMICA QUE, AL OPERAR EN UN CICLO, TRANSFORMA EN CALOR TODO EL TRABAJO QUE SUMINISTRÓ”

Una de las aplicaciones se refiere a la posibilidad de calcular la eficiencia o el rendimiento de las máquinas a través de la ecuación:

$W = \text{Trabajo (Joules)}$

$Q = \text{Calor (Joules)}$



1. Los ciclos de un motor diésel transfieren un total de 1120 calorías cuando realiza un trabajo de 72.3 J. En estas condiciones, ¿cuál es el rendimiento de la máquina?

DATOS	FORMULA	CONVERSIÓN	SUSTITUCIÓN Y RESULTADO
$Q_H = 1120 \text{ cal}$ $W = 72.3 \text{ J}$ $e = ?$	$e = W/Q_H$	$1 \text{ cal} = 4.18 \text{ J}$ $1120 \text{ cal} (4.18 \text{ J}/1 \text{ cal}) = 4681.6 \text{ J}$	$e = 72.3 \text{ J}/4681.6 \text{ J}$ $e = 0.0154 \text{ J}$

2. ¿Cuál es la eficiencia de una máquina térmica a la cuál se le suministrarán 8000 calorías para obtener 25 200 joules de calor de salida?

DATOS	FORMULA	CONVERSIÓN	SUSTITUCIÓN Y RESULTADO
$Q_H = 8000 \text{ cal}$ $Q_C = 25\ 200 \text{ J}$ $e = ?$	$e = 1 - (Q_C/Q_H)$	$1 \text{ cal} = 4.18 \text{ J}$ $8\ 000 \text{ cal}(4.18 \text{ J}/1 \text{ cal}) = 33\ 600 \text{ J}$	$e = 1 - (25\ 200 \text{ J}/33\ 600 \text{ J})$ $e = 1 - 0.75$ $e = 0.25$

TERCERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

- Se asocia a una demostración matemática
- Cuando la temperatura baja nuestro cuerpo prefiere estar en un estado de reposo, pues al momento de estar descansando puede alcanzar un equilibrio.

- Imaginemos un conjunto de átomos que no se mueven, para que esto suceda la temperatura tendría que disminuir, entonces los átomos dejarían de realizar vibraciones y generarían una geometría perfecta, pero por mas que intentemos no es posible llegar a 0 K, esta temperatura se considera el cero absoluto.
- La tercera ley de la termodinámica o Postulado de Nernst afirma que no se puede alcanzar el cero absoluto en un número finito de etapas, de tal manera que puede definirse como:
 - a) Al llegar el cero absoluto, cualquier proceso de un sistema físico se detiene.
 - b) La entropía alcanza un valor mínimo y constante en 0 K.

2.2. ELECTROQUÍMICA

Rama de la química que estudia la transformación entre la energía eléctrica y la energía química.

- A) De las reacciones químicas para producir electricidad (pila).
- B) De la electricidad para producir reacciones químicas (electrólisis).

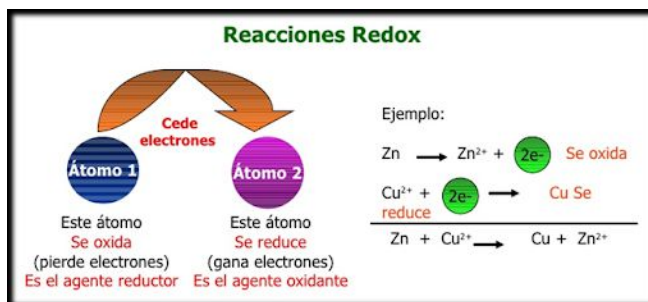
En los procesos de interconversión de energía eléctrica a energía química o viceversa se involucran reacciones de óxido-reducción.

Las reacciones de óxido-reducción pueden ser espontáneas o reacciones no espontáneas.

- A) En las reacciones espontáneas se encuentran las pilas galvánicas o voltaicas en la cuáles se utiliza la energía liberada en una reacción química espontánea para generar electricidad.
- B) En las reacciones no espontáneas está la electrólisis, en estas se utiliza energía eléctrica para generar una reacción química no espontánea.

REACCIONES OXIDO-REDUCCIÓN O REACCIONES REDOX

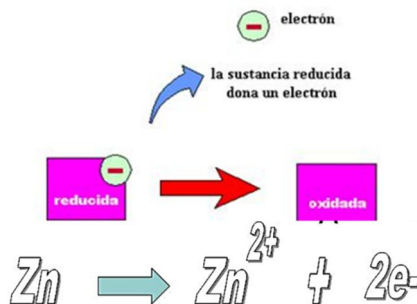
Las reacciones redox son aquellas donde sucede un proceso reversible donde una de las especies químicas experimenta una reducción y la otra una oxidación.



POR EJEMPLO:

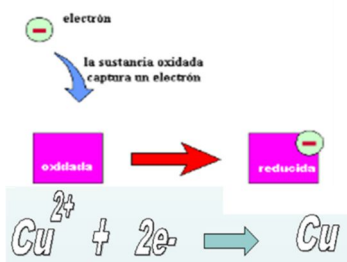
REACCIÓN DE OXIDACIÓN

- Un átomo o ion se oxida
- Aumenta su estado de oxidación
- Cede o pierde electrones
- Agente reductor: es la especie química que se oxida, es decir, la que cede electrones.

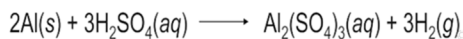


REACCIÓN DE REDUCCIÓN

- Un átomo o ion se reduce
- Disminuye su estado de oxidación
- Gana o acepta electrones
- Agente reductor: es la especie química que se reduce, es decir, la que acepta electrones.



AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR



AGENTE REDUCTOR

AGENTE OXIDANTE

❖ Provoca la reducción de otra sustancia.

❖ Provoca la oxidación de otra sustancia.

❖ Es la sustancia o compuesto que contiene al elemento que se oxida.

❖ Es la sustancia que contiene al elemento que se reduce.

❖ Debe buscarse del lado de los reactivos.

❖ Debe buscarse del lado de los reactivos

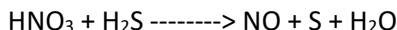
Al

H₂SO₄

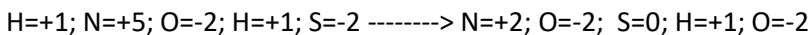
Consultar el siguiente video como una guía: <https://www.youtube.com/watch?v=6QD-jtikt1l>

PASOS PARA BALANCEAR REACCIONES REDOX:

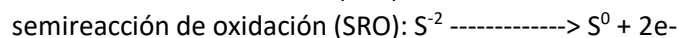
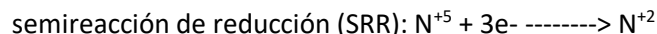
Este método se puede realizar en todos los casos, pero en especial cuando ocurren entre sólidos. El proceso de ajuste se resume en los siguientes pasos:



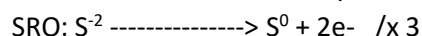
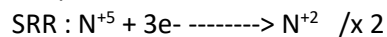
1) Escribir sobre cada elemento su número de oxidación.



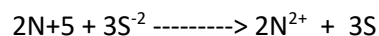
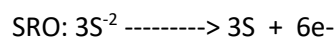
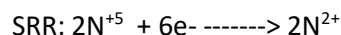
2) Escribir las semireacciones del agente oxidante y del reductor, indicando, según el caso, los electrones que pierden o ganan.



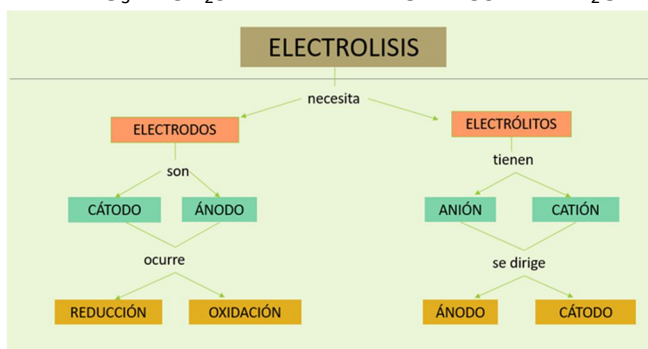
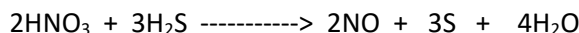
3) Establecer el balance electrónico, igualando el número de electrones cedidos por el reductor, con el número de electrones ganados por el oxidante.



4) Se suman las semireacciones para obtener así la reacción total. Los coeficientes de la suma de las dos reacciones parciales serán los coeficientes de la reacción original (reacción completa).



5) Por último, proceda a balancear la ecuación por el método de tanteo, en caso de que exista algún elemento que no cumpla con la ley de la conservación de la masa.



¿QUE ES UN ELECTROLITO?

- Es una sustancia que en solución acuosa conduce la energía eléctrica.
- Los principales electrolitos son las sales y los ácidos.
- Los electrolitos se clasifican en electrolito fuerte y electrolito débil.

ELECTROLITOS FUERTES Y DÉBILES

Electrolitos fuertes:

- Se disocian completamente en el agua
- Son buenos conductores de electricidad
- Ejemplos: NaCl (cloruro de sodio) y HCl (ácido clorhídrico).

Electrólitos débiles:

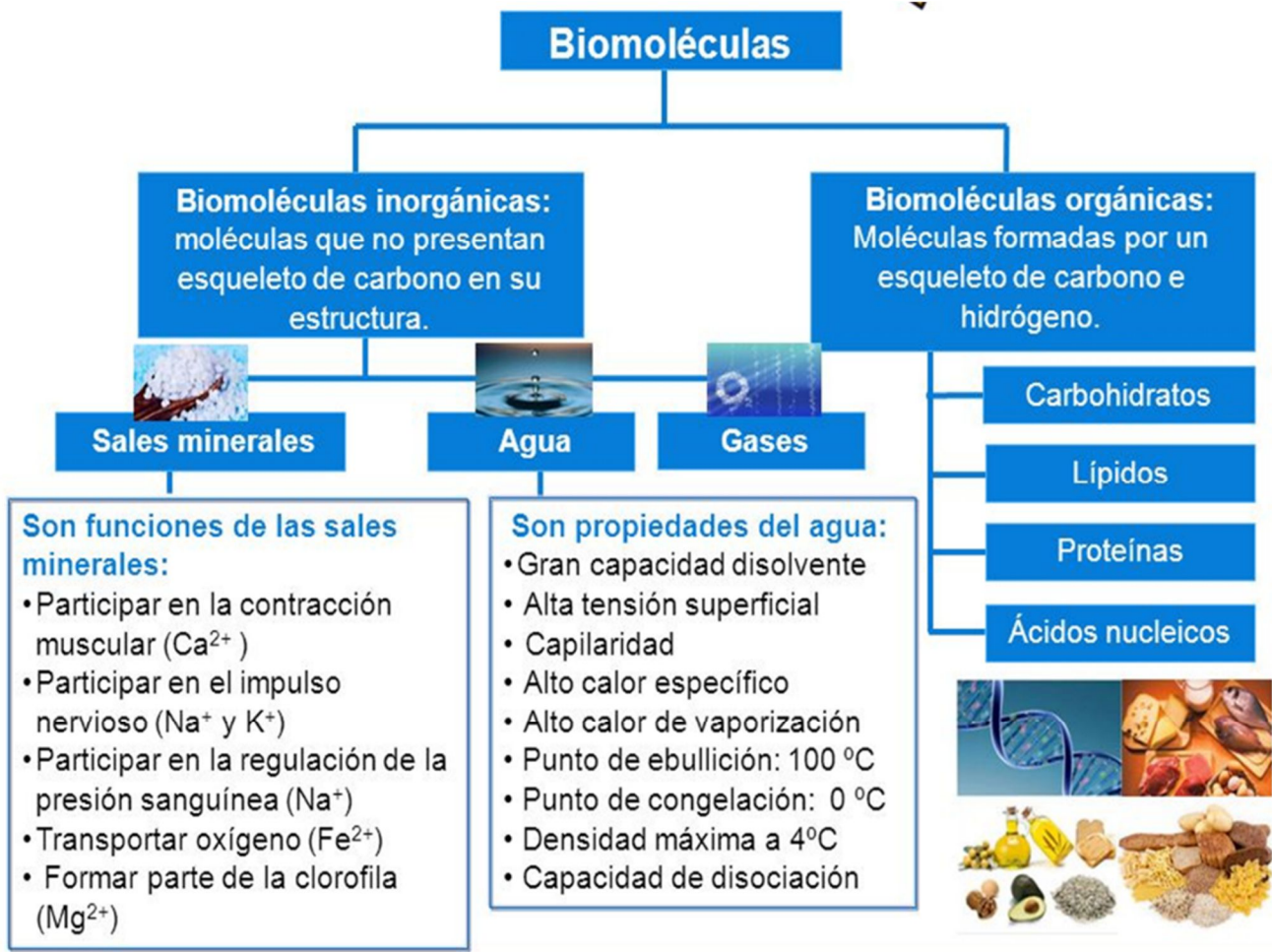
- Los iones no se disocian completamente en el agua.
- No son buenos conductores de electricidad
- Ejemplo: ácido acético.

BLOQUE III. BIOMOLÉCULAS

¿QUÉ SON LAS BIOMOLÉCULAS?

Las biomoléculas son las moléculas constituyentes de los seres vivos. Están formadas por sustancias químicas compuestas principalmente por carbono, oxígeno, nitrógeno, sulfuro y fósforo.

CLASIFICACIÓN



FUNCIÓN

	CARBOHIDRATOS	LÍPIDOS	PROTEÍNAS	ÁCIDOS NUCLEÍCOS
--	----------------------	----------------	------------------	-------------------------

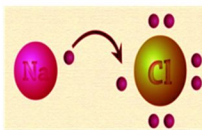
COMPOSICIÓN	Está hechos de los elementos carbono, oxígeno e hidrógeno.	Está hechos de los elementos carbono, oxígeno e hidrógeno.	Está hechos de los elementos carbono, hidrógeno, nitrógeno y sulfuro.	Está hechos de los elementos carbono, hidrógeno, nitrógeno y fósforo
FUNCIÓN	Proveee energía para los procesos celulares: enrgía de almacenamiento de corto plazo.	Almacena grandes cantidades de energía de largo plazo, forma las membranas de las células.	Regula procesos celulares y construye las estructuras de las paredes celulares.	Lleva la información hereditaria, utilizado para hacer proteínas.
¿EN DONDE LOS ENCONTRAMOS?	Azúcar en frutas, espagueti, papas, arroz, pan, etc.	Grasas, ceras, aceites, fosfolípidos y colesterol.	Enzimas, piel y pelo.	ADN y RNA

¿PORQUE FORMAR ENLACES EN LAS BIOMOLÉCULAS?

Los átomos forman enlaces químicos para alcanzar su estado mas estable posible. Muchos átomos se vuelven estables cuando su capa de valencia esta llena de electrones o cuando satisfacen la regla del octeto, si los átomos no tienen esta disposición, buscarán alcanzarla al ganar, perder o compartir electrones a través de los enlaces.

¿QUÉ TIPO DE ENLACES PRESENTAN LAS BIOMOLÉCULAS?

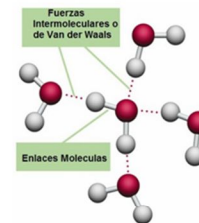
IONICO



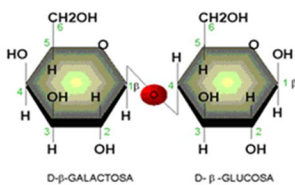
Regla del Octeto



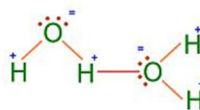
FUERZAS DE VAN DER WAALS



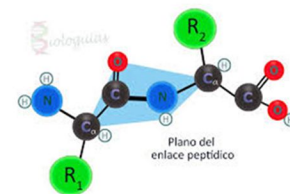
ENLACE GLUCOSÍDICO



PUENTE DE HIDROGENO



ENLACE PEPTÍDICO

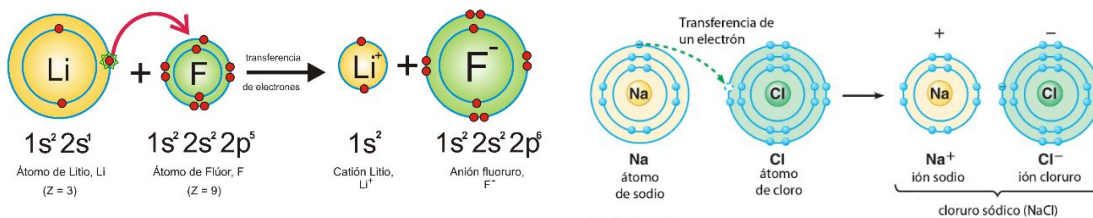


ENLACE IÓNICO

- El enlace iónico es la unión de signo eléctrico contrario mediante fuerzas electrostáticas.
- Hay una cesión de electrones de un elemento a otro que lo acepta.
- El carácter iónico esta favorecido por:

- Elementos con gran diferencia de electronegatividad (metal con no metal).
- Gran diferencia de radios iónicos (catión pequeño y anión grande).

EJEMPLO



ENLACE COVALENTE

- El enlace covalente se realiza cuando dos elementos no metálicos comparten electrones para obtener una configuración electrónica estable.
- Los átomos que se unen tienen electronegatividades semejantes.
- El enlace covalente es uno de los enlaces más fuertes en las moléculas.
- Este tipo de enlace es más común que los enlaces iónicos en las moléculas de los organismos vivos.
- Los enlaces covalentes se clasifican en polar, no polar y coordinado.

ENLACE COVALENTE NO POLAR

- Esta formado por átomos iguales.
- La diferencia de electronegatividad es igual a cero

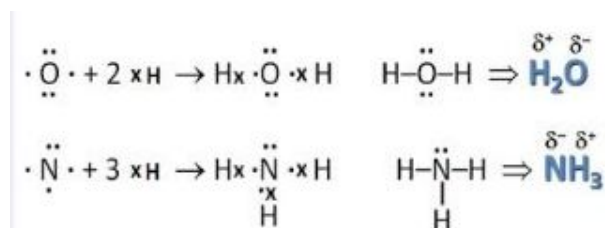
Ejemplo: H₂, Cl₂, O₂ y N₂



ENLACE COVALENTE POLAR

- Esta formado por no metales de diferente electronegatividad.
- La diferencia de electronegatividad entre ambos elementos es mayor a 0 y menor a 1.7.
- Se forman zonas de polos positivos y negativos, lo que da origen a dos polos.

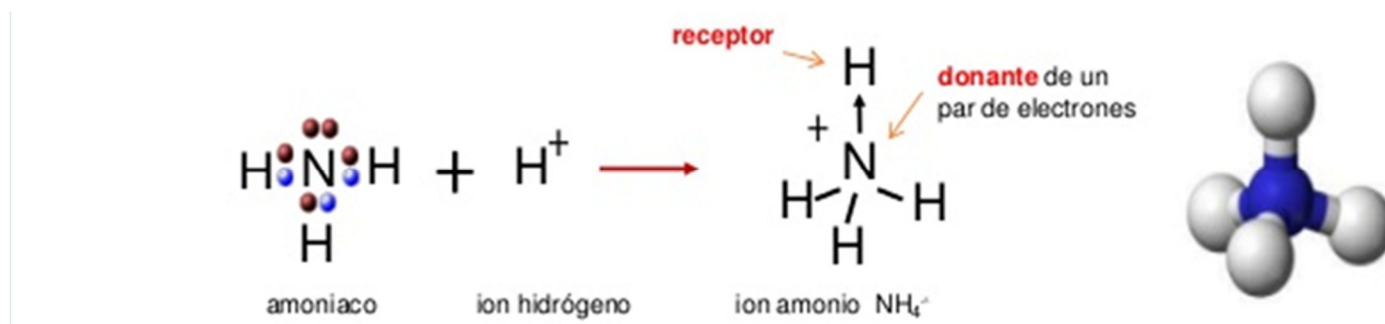
Ejemplo: H₂O, NH₃.



ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO

Se forma cuando el de electrones compartidos es puesto por el mismo átomo.

EJEMPLO



¿QUÉ SON LOS PUENTES DE HIDRÓGENO?

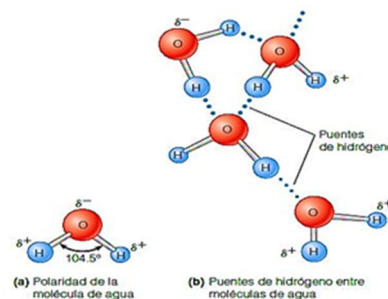
Los puentes de hidrógeno surgen cuando el átomo de hidrógeno de un enlace polar, como N-H, O-H o F-H se enlaza de forma covalente a un elemento muy electronegativo como el flúor, nitrógeno u oxígeno, produciendo una fuerte atracción dipolo-dipolo.

Este enlace es mucho más débil que los enlaces covalentes e iónicos, ya que su energía es de 1 a 3 Kcal en comparación con las aproximadamente 100 kcal de un enlace covalente carbono-hidrógeno.

El puente de hidrógeno es muy común en la naturaleza, proporciona muchas de las

propiedades del agua que sostiene la vida y estabiliza la estructura de las proteínas y el ADN.

EJEMPLO. Puente de hidrógeno del H_2O

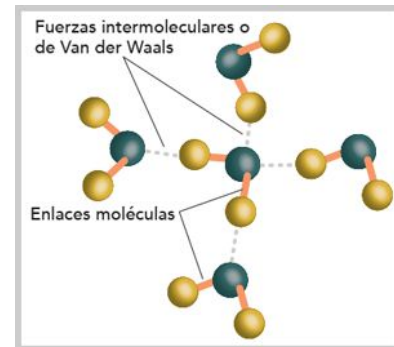


FUERZAS DE VAN DER WAALS

- * Son características en moléculas apolares.
- * Debido al movimiento de los electrones, en estas moléculas se suelen producir momentáneos desequilibrios en la distribución electrónica, generándose así polos positivos y negativos.
- * Aunque estos polos cambian continuamente de posición, producen una interacción débil entre las diferentes moléculas apolares, cuando estos son complementarios.



Las fuerzas de Van der Waals, a pesar de que son las interacciones más débiles (0.5 a 1.0 kcal), proporcionan estructura en las biomoléculas



ENLACE GLUCOSÍDICO

El enlace glucosídico es un tipo de enlace covalente que permite la unión mediante condensación de un grupo hidroxilo de un monosacárido con un grupo hidroxilo de otra molécula, otro monosacárido o con cualquier otra biomolécula.

Si se une a un monosacárido se denomina disacárido, si se une a más de un monosacárido se denomina polisacárido.

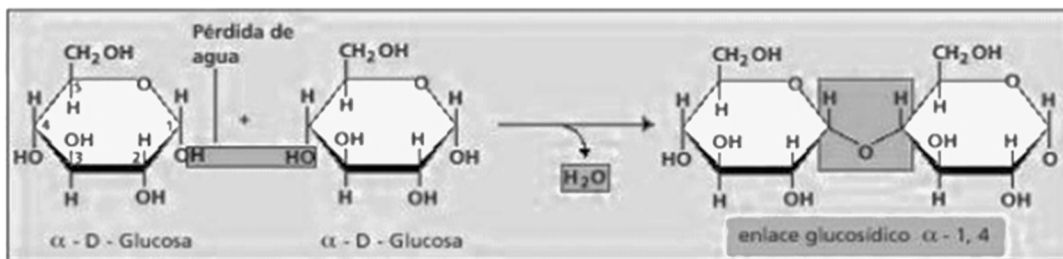
La formación del enlace glucosídico es de suma importancia para la construcción de las grandes cadenas de carbohidratos, lo que permite

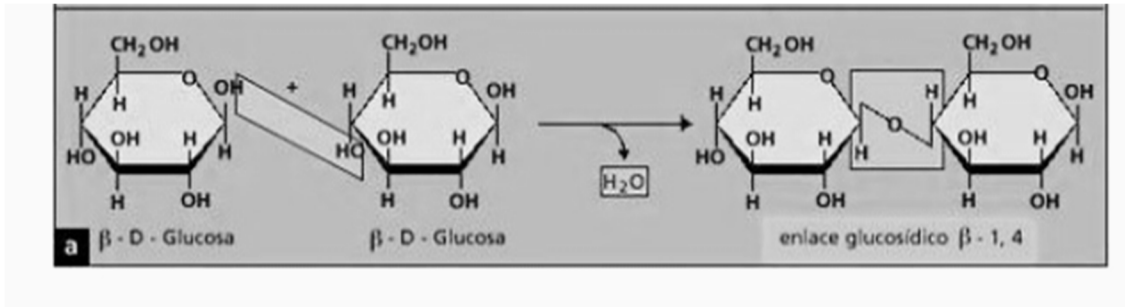
maximizar el almacenamiento de energía en los seres vivos.



Durante la polimerización de los carbohidratos ocurre una sucesiva formación del enlace glucosídico hasta la formación del polisacárido.

El enlace glucosídico puede ser de dos tipos, α o β según la configuración del carbono 1.





Cuando el carbono anomérico del segundo componente participa en la formación del enlace glucosídico, como en la sacarosa, el residuo se convierte en un glucósido, conocido como un furanósido o un piranósido.

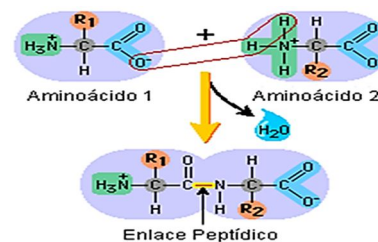
Revisar el siguiente link:

<https://www.youtube.com/watch?v=03uqaxZXlh8&t=7s>

ENLACE PEPTÍDICO

- Se forma al reaccionar el grupo amino de un aminoácido con el grupo carboxilo de otro aminoácido, desprendiendo una molécula de agua.
- Forma un enlace covalente directo C-N.
- El producto del enlace peptídico es un dipéptido y la formación sucesiva del enlace peptídico sirve para polipéptidos, es decir proteínas.
- Cada enlace peptídico tiene dos ángulos de torsión, lo cuál permite a la proteína formar múltiples conformaciones.

Estructura del enlace peptídico



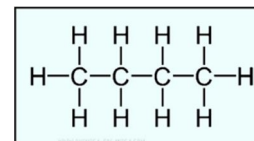
Revisar el siguiente link desde el inicio hasta el minuto 3:41

<https://www.youtube.com/watch?v=5K1DGqtdh0U>

SATURACIÓN E INSATURACIÓN

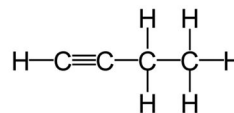
COMPUESTOS SATURADOS

Los átomos de carbono se encuentran unidos entre sí con átomos de otros elementos mediante enlaces simples.



Si los átomos de carbono forman dobles o triples enlaces se denominan compuestos insaturados.

COMPUESTOS INSATURADOS O NO SATURADOS



DIFERENCIAS ENTRE BIOMOLÉCULAS SATURADAS E INSATURADAS

GRASAS SATURADAS	GRASAS INSATURADAS
<ul style="list-style-type: none"> • Conocidas como «grasas malas» • Sólidas a temperatura ambiente (mantequilla) • Principalmente en alimentos de origen animal. • Aumentan el colesterol y riesgo de arteriosclerosis 	<ul style="list-style-type: none"> • Conocidas como «grasas buenas» • Líquidas a temperatura ambiente (aceites) • Abundantes en alimentos de origen vegetal. • Reducen el colesterol y son antiinflamatorias.
	