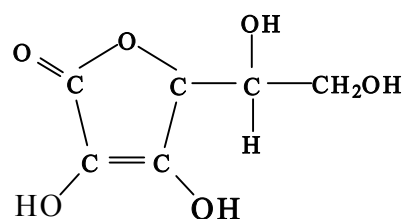
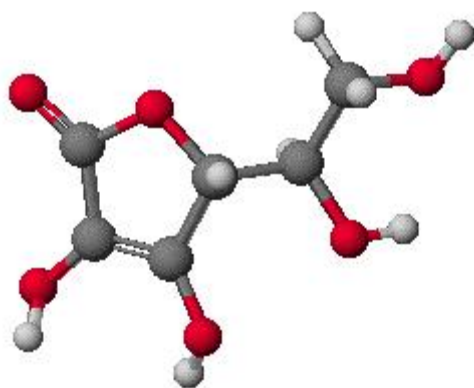


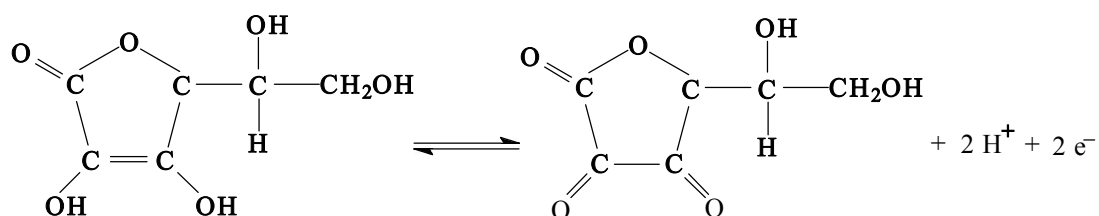
**Tarea a: DETERMINACIÓN DE LA VITAMINA C (ácido ascórbico)
CONTENIDA EN UN BATIDO O ZUMO DE FRUTA.**

*David Meseguer
Jorge Molero*

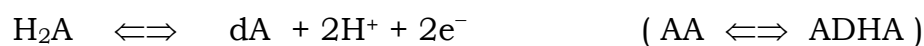
El ácido ascórbico (L-ascórbico) o vitamina C es una γ -lactona sintetizada por las plantas y casi todos los animales, a excepción de los primates y las cobayas.



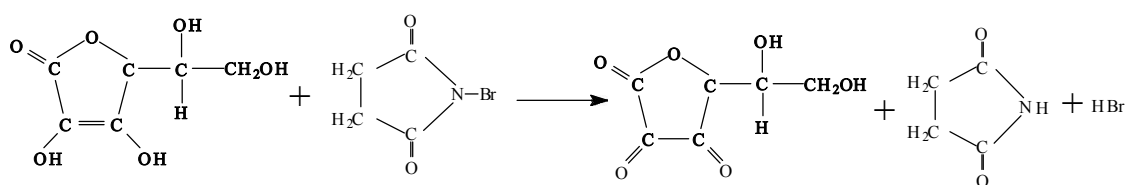
Su deficiencia prolongada en la dieta de los humanos origina una enfermedad conocida como escorbuto, caracterizada por la aparición de lesiones cutáneas, fragilidad de los vasos sanguíneos y una mala cicatrización de las heridas. Además, el ácido ascórbico es un potente antioxidante natural que se encuentra presente en grandes cantidades en los zumos cítricos y de muy extensa aplicación como aditivo alimentario. No obstante, en los productos manufacturados y con la exposición de éstos al oxígeno atmosférico, la vitamina C se ve sometida a un proceso continuo de oxidación. Es un reductor que se oxida con cierta facilidad, en presencia de oxidantes suaves, para dar ácido dehidroascórbico.



Esquemáticamente se puede escribir la ecuación en la forma



Los métodos químicos para la determinación de ácido ascórbico se basan principalmente en su carácter reductor. Uno de ellos, rápido y de elevada fiabilidad, es la valoración del ácido con disolución de N-bromosuccinimida (NBS) que actúa como agente oxidante, convirtiendo los alcoholes secundarios en cetonas (lo que da lugar al ácido dehidroascórbico), para reducirse, de forma irreversible, a succinimida y bromuro de hidrógeno. La reacción, cuantitativamente, es equimolecular y responde a la ecuación



La reacción anterior es muy rápida en comparación con la que pudiera darse con muchas de las sustancias que pudieran interferir la valoración, lo que determina la elevada fiabilidad del método.

La NBS es capaz de liberar iodo al reaccionar con el ioduro de potasio en medio ácido (etanoico o acético), pero en presencia de ácido ascórbico oxida a éste primero. Si ambas sustancias se encuentran en disolución hasta que no se oxide totalmente el ascórbico no empezará a liberarse iodo por oxidación del ioduro. Un ligero exceso de NBS, una vez oxidado todo el ascórbico, dará lugar a la aparición de iodo en la disolución, lo que podrá detectarse añadiendo previamente unas gotas de disolución de almidón con el que el yodo forma un complejo característico de color azul o violeta (según donde se encuentre el ascórbico).

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Para poder determinar el porcentaje de vitamina C en la muestra problema (zumo de frutas) habrá que conocer el volumen de disolución de NBS necesario para que ésta reaccione con todo el ácido ascórbico contenido en distintos volúmenes de una disolución del ácido de concentración conocida, lo que permitirá relacionar, de forma gráfica, la cantidad de ascórbico con el volumen de la disolución de NBS utilizado para la valoración estequiométrica (estandarización de la NBS).

Para ello, tomar, mediante la pipeta adecuada, 0,6 mL de la disolución 0,2 M de ácido ascórbico (masa molecular 176,13 g mol⁻¹) que se facilita y llevarlos a un matraz aforado de 100 mL, completando con agua destilada hasta el aforo del matraz.

De la disolución resultante tomar, en sendos vasos, volúmenes de 8, 6, 4, 2 y 1 mL. Rotular los vasos con los números 1, 2, 3, 4 y 5. Anotar, en la hoja de respuestas, las cantidades de ácido ascórbico presentes en cada vaso (completando la tabla). Añadir a cada uno de ellos

1 mL de disolución de ioduro de potasio al 4%,
0,4 mL de disolución de ácido acético al 10%,
3 gotas de la disolución de almidón y
unos 6 mL de agua destilada.

Llenar la bureta con la disolución de NBS (masa molecular $177,99 \text{ g mol}^{-1}$) y enrasar a cero. Tomar uno de los vasos con disolución de ácido ascórbico, colocar en él el núcleo de agitación, poner el vaso encima del agitador y comenzar una agitación suave. Dejar caer lentamente la disolución de NBS de la bureta hasta que se observe que las gotas producen estela. Añadir 2 gotas más de la disolución de almidón y dejar que caiga la NBS gota a gota hasta que persista el color azul o azul-violeta en la disolución contenida en el vaso. Repetir la valoración con el resto de los vasos preparados.

Anotar, en la hoja de respuestas, los volúmenes de la disolución de NBS que en cada caso se han necesitado para alcanzar el punto de equivalencia.

Representar en una gráfica los gramos de ácido ascórbico que contenía cada vaso frente al volumen de disolución de NBS que ha sido necesario para su completa valoración.

Pesar, en un vaso limpio y seco, aproximadamente 1 g del zumo de fruta. Añadir un poco de agua destilada y poner las cantidades de las disoluciones de KI, ácido acético y almidón indicadas anteriormente. Valorar ahora esta disolución con la de NBS. Repetir la valoración con nueva cantidad de zumo. De acuerdo al volumen gastado, encontrar los gramos de ácido ascórbico que contiene el zumo de fruta y determinar su porcentaje en peso.

Reflejar los resultados en la hoja de respuestas.

HOJA DE RESPUESTAS TAREA A

Equipo: _____

Vaso nº	Volumen de disolución de ácido ascórbico	Gramos de ácido ascórbico que contiene	Volumen de NBS gastado en la valoración	Concentración de la disolución de NBS

Adjuntar la gráfica que representa los gramos de ascórbico frente al volumen de NBS (utilizar el papel milimetrado que se proporciona)

Concentración de la disolución de NBS _____

Masa de zumo de fruta Volumen de disolución de NBS utilizado para su valoración

1 _____

2 _____

Gramos de ácido ascórbico que contiene la muestra de zumo: _____

Porcentaje de vitamina C en el zumo de frutas: _____

Si la cantidad diaria recomendada de vitamina C es 60 mg, ¿qué porcentaje de esta cantidad contiene un brik de zumo de 175 g? Expresar los cálculos.

Firmas:

Nombres:

Tarea B: DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

PARA LA OXIDACIÓN DEL ÁCIDO ASCÓRBICO (vitamina C).

DETERMINACIÓN LA CANTIDAD DE ÁCIDO DEHIDROASCÓRBICO

David Meseguer
Jorge Molero

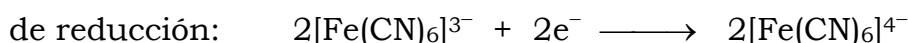
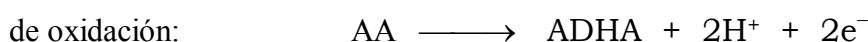
Las constantes de equilibrio son parámetros termodinámicos importantes de las reacciones químicas. De entre los numerosos tipos de equilibrio, los que corresponden a reacciones de oxidación-reducción (redox) tienen particular interés, especialmente los de los sistemas bioquímicos.

Con frecuencia, la determinación de la constante de equilibrio para una reacción dada es bastante difícil. Sin embargo, si la reacción es redox y puede llevarse a cabo en una pila electroquímica es posible determinar dicha constante, con cierta exactitud, a partir de la fuerza electromotriz de la pila (fem).

Como se ha visto en la tarea anterior, el ácido ascórbico (AA) se oxida para dar ácido dehidroascórbico (ADHA). Si el agente oxidante es el ion hexacianoferrato(III) (ion ferricianuro), que se reduce a ion hexacianoferrato(II) (ion ferrocianuro), la ecuación correspondiente es



siendo las correspondientes semirreacciones



de donde se deduce que la reacción se produce por transferencia de 2 electrones por cada molécula de ácido ascórbico que se oxide.

La fuerza electromotriz estándar de la pila puede expresarse en función de las concentraciones de las especies existentes

$$E^0 = E + \frac{RT}{2F} \ln \frac{\{[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}\}^2 [\text{AA}][\text{H}^+]^2}{\{[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}\}^2 [\text{ADHA}]}$$

donde E es la fuerza electromotriz que proporciona la pila, R es la constante de los gases (8,314 J mol⁻¹ K⁻¹), T es la temperatura absoluta a la que se realiza la experiencia (supondremos su valor estándar, 298 K) y F la constante de Faraday (carga eléctrica contenida en un mol de electrones, 96500 C o J mol⁻¹ V⁻¹); ln representa el logaritmo natural (base el número e) de la expresión.

Desarrollando tendremos

$$E^0 = E + \frac{RT}{2F} \ln \frac{\{Fe(CN)_6\}^{4-}}{\{Fe(CN)_6\}^{3-}} + \frac{RT}{2F} \ln \frac{[AA]}{[ADHA]} + \frac{RT}{F} \ln [H^+]$$

que se puede transformar en logarítmica decimal (base 10) aplicando:

$$\ln N = 2,303 \log N,$$

por lo que la expresión quedará como

$$E^0 = E + \frac{2,303RT}{F} \log \frac{\{Fe(CN)_6\}^{4-}}{\{Fe(CN)_6\}^{3-}} + \frac{2,303RT}{2F} \log \frac{[AA]}{[ADHA]} + \frac{2,303RT}{F} \log [H^+]$$

Si se tiene en cuenta que $\frac{2,303RT}{F} = 0,059$ V cuando T es 298 K y que se define el pH de una disolución como el log, con signo negativo, de la concentración de iones hidrógeno presentes en ella, es decir $pH = -\log [H^+]$, se puede escribir

$$E^0 = E + 0,059 \log \frac{\{Fe(CN)_6\}^{4-}}{\{Fe(CN)_6\}^{3-}} + \frac{0,059}{2} \log \frac{[AA]}{[ADHA]} - 0,059 \text{ pH}$$

Conociendo las concentraciones de reactivos y productos en cada semipila, midiendo o ajustando el pH de ambas disoluciones y determinando, mediante un milivoltímetro, la fem que nos proporciona la pila, podremos calcular el valor estándar de la fuerza electromotriz mediante la ecuación anterior.

La fem que nos proporciona la pila es el voltaje máximo que se puede alcanzar en ella. Este valor permite calcular la cantidad máxima de energía eléctrica que es posible obtener de la reacción química. Esta energía se utiliza para realizar trabajo

$$W_{max} = -nFE$$

donde W_{max} es el trabajo máximo que el sistema puede hacer contra el medio, de ahí el signo negativo, y n representa el número de electrones transferidos en la reacción.

Se define la energía libre de un sistema (G) como la disponible por éste para realizar trabajo. El cambio de energía libre que experimenta un sistema (ΔG) representa la cantidad máxima de trabajo útil que es posible obtener de una reacción

$$\Delta G = W_{max}, \text{ por tanto: } \Delta G = -nFE$$

En un proceso espontáneo ΔG es negativo (el sistema podrá disponer de menos energía al final que al principio); siendo n y F positivos, la fem de la pila debe ser positiva.

Para las reacciones en las que los reactivos y los productos están en sus estados estándar la ecuación anterior se transforma en

$$\Delta G^0 = -nFE^0$$

siendo igualmente E^0 positiva para un proceso espontáneo.

El cambio de energía libre estándar de una reacción está relacionado con su constante de equilibrio de acuerdo con la expresión

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K$$

Por tanto,

$$-nFE^{\circ} = -RT \ln K, \text{ de donde despejando } E^{\circ}$$

$$E^{\circ} = \frac{RT}{nF} \ln K \quad \text{ó} \quad E^{\circ} = \frac{2,303RT}{nF} \log K$$

Sustituyendo los valores de R , T y F , y recordando que en este caso $n = 2$, nos quedará que

$$E^{\circ} = 0,0295 \log K$$

con lo que

$$\log K = \frac{E^{\circ}}{0,0295} \quad \text{ó} \quad K = 10^{\frac{E^{\circ}}{0,0295}}$$

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

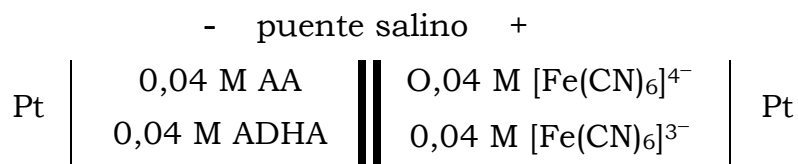
A) Preparación de las semipilas

Poner 10,0 mL de la disolución de ácido ascórbico 0,2 M, 10,0 mL de la disolución de ácido dehidroascórbico y 20,0 mL de la disolución tampón fosfato en el matraz aforado de 50 mL, añadir agua destilada hasta conseguir los 50 mL; verter esta disolución en un vaso de precipitados. De esta forma, las concentraciones de AA y ADHA vienen a ser iguales a 0,04 M. Determinar, con el pHmetro, el pH de dicha disolución (que debe estar alrededor de 2,2). Anotar el valor en la hoja de respuestas correspondiente a esta tarea.

Mezclar, en un vaso de precipitados, 10,0 mL de la disolución de hexacianoferrato(III) de potasio, 10,0 mL de la disolución de hexacianoferrato(II) de potasio y 20,0 mL de la disolución tampón fosfato. Determinar el pH de esta disolución y ajustar su valor, lo más aproximado posible al que corresponde a la disolución anterior, añadiendo gotas, con mucho cuidado, de ácido tetraoxofosfórico(V) (ácido ortofosfórico). Una vez obtenido el pH deseado llevar la disolución a un matraz aforado de 50 mL y añadir agua hasta conseguir ese volumen. Verter el contenido del matraz en el mismo vaso en el que se preparó la disolución. Anotar la indicación del pHmetro en la hoja de respuestas.

Cada uno de estos vasos constituirá la correspondiente semipila: el *ánodo*, donde se lleva a cabo la oxidación, y el *cátodo*, donde se efectúa la reducción.

Sumergir en cada semipila un electrodo de platino y colocarlas una cerca de la otra de acuerdo a la siguiente notación electroquímica



B) Medida de la fem de la pila

Tomar una cantidad adecuada de algodón, sumergirla en disolución saturada de cloruro de potasio, KCl, y colocarlo, a modo de tapón, en uno de los extremos del tubo de silicona. Llenar el tubo con disolución saturada de KCl y tapar el otro extremo de modo análogo. ¡No deben quedar burbujas dentro del tubo! Sumergir un extremo del tubo de silicona en una de las semipilas y el otro en la otra. Éste será el puente salino.

Conectar, mediante las pinzas de cocodrilo y los cables conductores correspondientes, los electrodos de platino al polímetro; éste debe estar preparado para medir voltaje en corriente continua y en la escala de 2 V.

Poner en marcha el polímetro y anotar, cada 10 minutos, el valor que indica durante un período de 40 minutos o hasta que se alcance una lectura estable. Puede cambiar la escala a 200 mV si los valores que se van obteniendo son inferiores a este valor. Escribir los resultados obtenidos en la tabla de la hoja de respuestas El sistema AA/ADHA alcanza su valor de equilibrio con bastante lentitud debido al bajo intercambio de densidad de corriente.

C) Hallar la concentración de ácido dehidroascórbico presente en el zumo de frutas.

Sustituir el ánodo por otro vaso que contenga 50,0 mL del zumo de frutas, habiendo ajustado previamente el pH al valor obtenido anteriormente.

Tomar el valor de la fem que proporciona ahora la pila formada, esperando hasta que se pueda considerar una medida estable. Calcular la concentración de ADHA que hay en el zumo, como consecuencia de la oxidación que ha ido sufriendo el AA inicialmente presente, sabiendo la que hay de ácido ascórbico.

Realizar los cálculos en la hoja de respuestas.

HOJA DE RESPUESTAS TAREA B

Equipo: _____

pH de la disolución anódica _____

pH inicial de la disolución catódica _____ final _____

Complete la siguiente tabla

Tiempo (min)	Lectura del polímetro (mV)

¿Qué fem nos proporciona la pila? _____

Valor de K calculado _____(Hay que tener en cuenta que $\log 1 = 0$)

pH del zumo de fruta _____

Fem de la pila cuando el ánodo es el zumo de fruta _____

Concentración de ADHA en el zumo de fruta _____

Firmas:

Nombres:

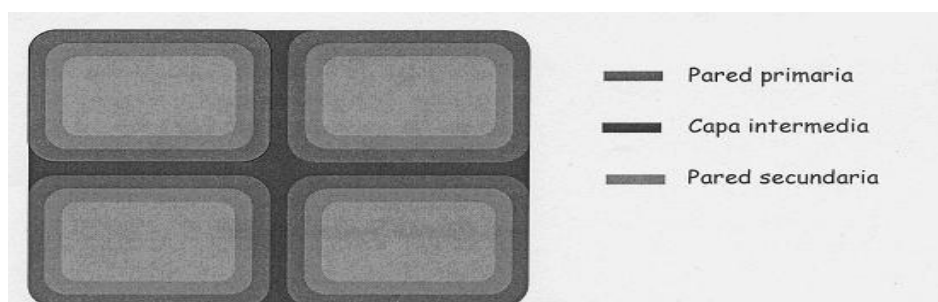
Tarea C**CLARIFICACIÓN DEL ZUMO DE FRUTAS CON PECTINASAS**

*Prof. Arturo Manjón
Jorge Molero*

El carácter perecedero de las frutas frescas es la base de la industria de conservas vegetales. Gracias al proceso de conservación se ha podido obtener una extensa gama de productos manufacturados a fin de satisfacer las necesidades del mercado. De entre todos estos productos, quizás sean los zumos de frutas y sus derivados los que han experimentado un mayor auge en su demanda y producción, incitando ese mismo mercado a la búsqueda de nuevas formas de consumo. Dentro de los nuevos productos, los zumos clarificados constituyen la opción más interesante dada la posibilidad de poderlos utilizar como líquidos de gobierno en conservas vegetales, sustituyendo a los jarabes de glucosa y/o sacarosa, o por su comercialización directa, como una nueva clase de zumos con propiedades organolépticas propias y un mayor carácter refrescante.

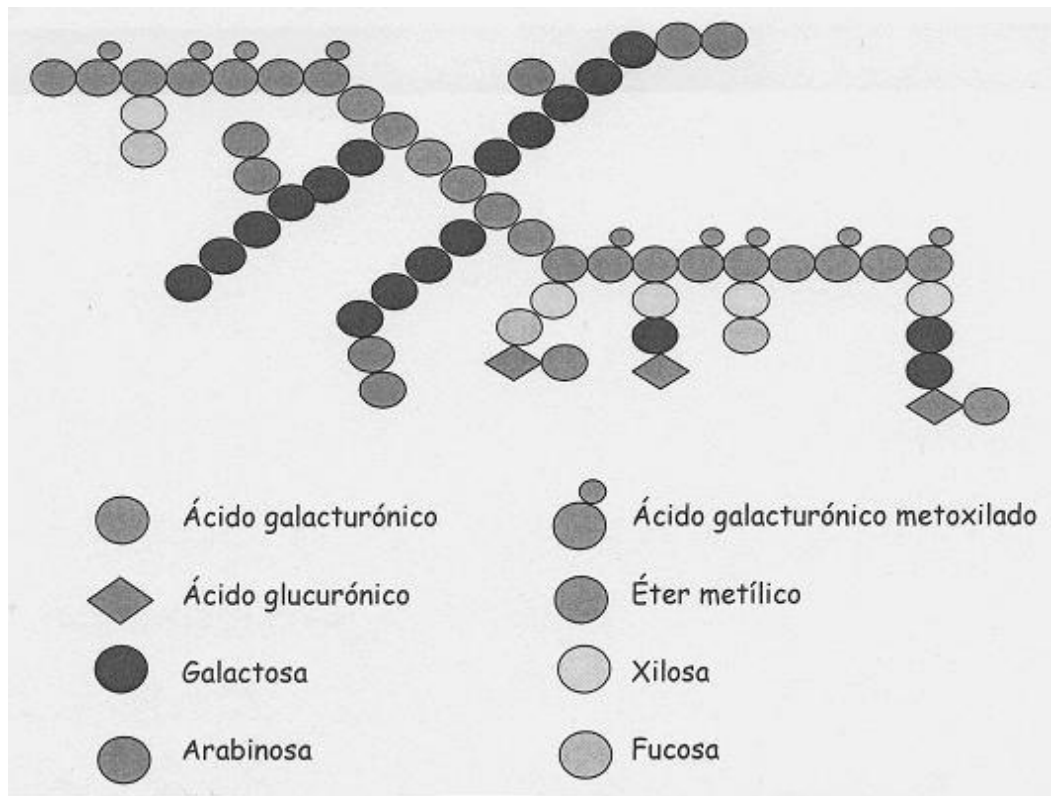
Se denomina zumo clarificado al jugo cristalino y brillante obtenido de la fracción líquida del macerado de fruta o frutas, una vez que se han eliminado los sólidos en suspensión y las sustancias opacificantes. Por extensión, el proceso de clarificación se puede definir como aquél mediante el cual se reduce/elimina la viscosidad y la turbidez de los zumos recién extraídos.

Los zumos de fruta se obtienen a partir de las pulpas, mediante procesos de separación mecánica (prensado, tamizado y centrifugado) de los líquidos celulares y de los fragmentos de paredes vegetales. Las paredes de las células vegetales forman un cubierta cuya estructura macroscópica puede representarse por el siguiente esquema

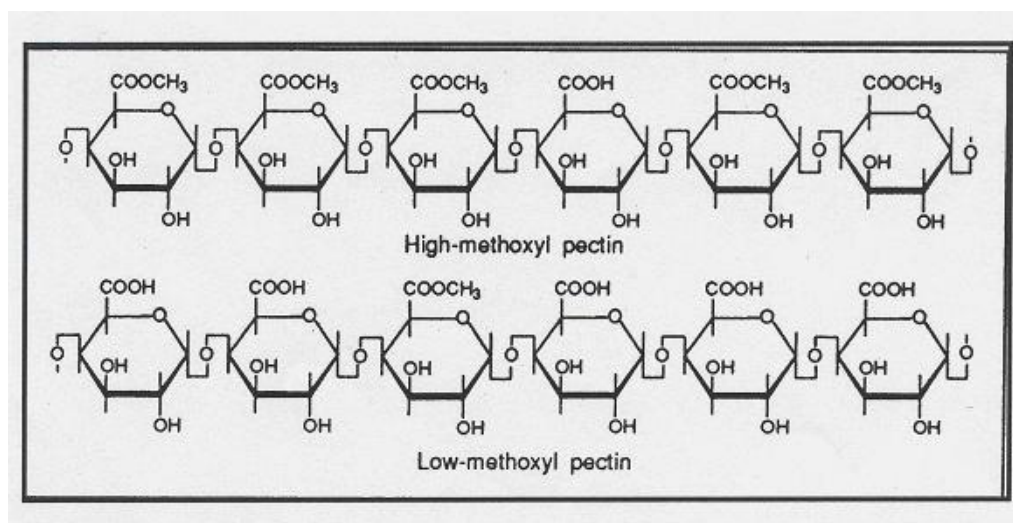


El mantenimiento de la textura de estas paredes vegetales es responsabilidad de una serie de polisacáridos complejos cuyos principales componentes son las pectinas, junto a celulosas y hemicelulosas. Estos componentes están unidos mediante un complejo entramado físico-mecánico que actúa como un cementante intercelular que confiere la rigidez característica de los tejidos vegetales.

Las pectinas son polisacáridos complejos de carácter ácido, de alto peso molecular, cuya estructura puede representarse por el siguiente esquema



y cuya espina dorsal está compuesta, básicamente, por un poligalacturonano parcialmente esterificado, según se indica en la figura



Las pectinas, en disolución acuosa, muestran una extraordinaria capacidad para retener agua, lo que, junto a la repulsión electrostática que muestran los grupos carboxilatos, hace que las disoluciones de pectinas muestren una notable viscosidad, Como consecuencia de ello, se mantienen en suspensión las relativamente pequeñas

partículas que pudiera haber en el medio. Por esta razón, teniendo que romper el tejido celular para extraer el jugo, el zumo recién exprimido muestra una considerable turbidez y viscosidad.

La consecución de zumos clarificados a partir de estos zumos turbios y viscosos puede llevarse a cabo mediante dos técnicas distintas:

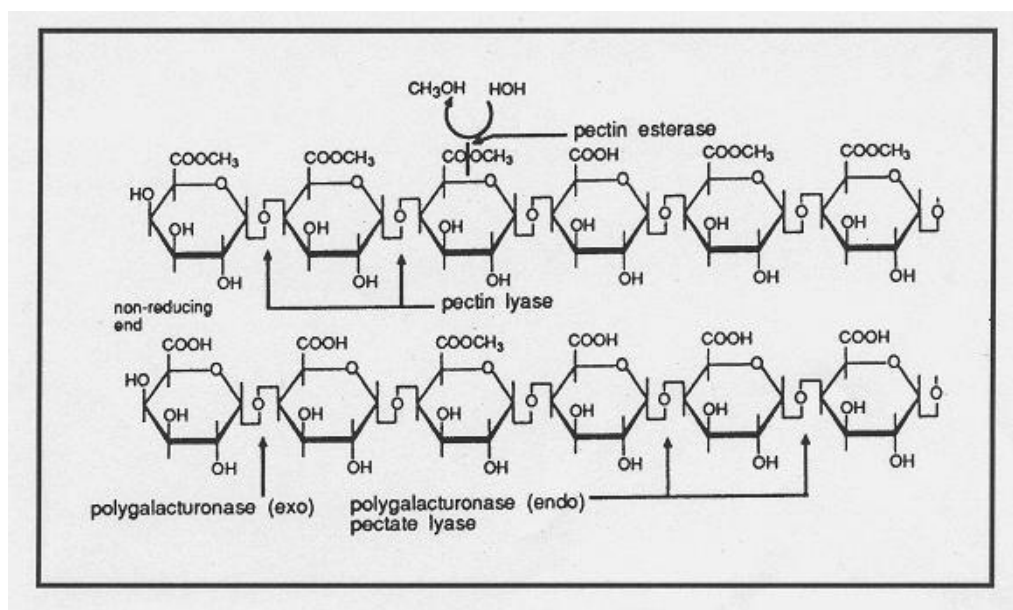
Filtración.

Un sistema de membranas puede retener los sólidos en suspensión. Los problemas que este método plantea se deben a la alta viscosidad del zumo, lo que dificulta el procesado, y a la acumulación de sólidos en las membranas, que terminan colapsándose.

Tratamiento enzimático.

La adición de enzimas capaces de degradar las pectinas reduce la viscosidad, pudiéndose separar los sólidos en suspensión mediante técnicas de centrifugación continuas.

Las pectinasas son un conjunto de enzimas capaces de degradar las pectinas, eliminando, consecuentemente, la viscosidad del zumo recién extraído si se adicionan a él. Básicamente están constituidas por tres actividades: pectinesterasas, poligalactouronidas y pectin-liasa. Las dos primeras son las responsables, normalmente y por acción conjunta de ambas, son las responsables del descenso de la viscosidad de las disoluciones de pectina. La actividad de las tres enzimas sobre las pectinas puede resumirse en la siguiente figura



Las enzimas que cortan el poligalacturonano pueden actuar en los extremos de la cadena (actividad *exo*) o en medio de la cadena (actividad *endo*). Lógicamente, éstas últimas provocan un descenso mayor de la viscosidad que las de actividad *exo*.

El modo de actuación de las enzimas determina los métodos que permiten cuantificar sus actividades. La actividad pectinesterasa se puede cuantificar

determinando la aparición de grupos carboxilo, mediante valoración con una base, o bien mediante cuantificación, por cromatografía de gases, del metanol formado. La actividad poligalacturonasa se determina siguiendo el descenso de la viscosidad de las disoluciones de pectina o mediante cuantificación colorimétrica de los nuevos grupos reductores que aparecen al hidrolizar el poligalacturonano. La actividad pectin-liasa se suele cuantificar siguiendo, mediante espectrofotometría a 235 nm, la aparición de un doble enlace en los productos de su actividad enzimática.

La actividad pectinasa conjunta de las tres enzimas se determina mediante la cuantificación del descenso de viscosidad.

Por tanto, si añadimos enzimas pécticas a los zumos se produce un descenso de la viscosidad de los mismos, lo que permite la fácil centrifugación de ellos. Se consiguen así zumos limpidos, clarificados, que se caracterizan por ofrecer una transparencia, medida por la transmitancia a 600 nm, muy superior a la de los zumos recién exprimidos. También, y como consecuencia de las actividades enzimáticas, los zumos clarificados muestran un ligero descenso del valor del pH puesto que se liberan grupos carboxilatos que contribuyen a aumentar la acidez.

Se define la viscosidad de un fluido como la resistencia al flujo que presenta dicho fluido cuando está sometido a un esfuerzo cortante. La viscosidad es una medida de la fricción interna que se produce cuando hay gradiente de velocidad dentro del sistema. Es la medida de la fluidez del sistema a determinadas temperaturas. La viscosidad es una propiedad que depende de la presión y temperatura y se define como el resultado de dividir el esfuerzo cortante, τ (igual al cociente entre la fuerza aplicada al fluido y la superficie sobre la que se aplica, F/A) entre el gradiente de velocidad (diferencia de velocidad entre dos láminas consecutivas del fluido al que se ha aplicado la fuerza, U/y).

$$\mu = \frac{\tau}{U/y} = \frac{F/A}{U/y}$$

La unidad de viscosidad en el S.I. es el $\text{kg m}^{-1} \text{s}^{-1}$ ó Pa s. Un submúltiplo de esta unidad es el milipascal segundo, $1 \text{ mPa s} = 10^{-3} \text{ Pa s}$. Otra de las unidades utilizadas como unidad de viscosidad es el Poise: $1 \text{ p} = 1 \text{ Poise} = 1 \text{ gr cm}^{-1} \text{ s}^{-1}$, de modo que una centésima de Poise es igual a una milésima de Pascal segundo.

$$1 \text{ cp} = 10^{-2} \text{ Poise} = 10^{-2} \text{ gr cm}^{-1} \text{ s}^{-1} = 10^{-3} \text{ kgm}^{-1} \text{ s}^{-1} = 1 \text{ mPa s}$$

Además de la viscosidad absoluta o dinámica, se define la viscosidad cinemática, ν , como la viscosidad por unidad de densidad, de gran aplicación en mecánica de fluidos.

$$\nu = \frac{\mu}{\rho}$$

y cuya unidad es el $\text{m}^2 \text{ s}^{-1}$ en el Sistema Internacional. Una unidad usual de viscosidad cinemática es el Stokes (St), donde $1 \text{ St} = 1 \text{ cm}^2 \text{ s}^{-1}$. De este modo tenemos que una centésima de Stoke es igual a $10^{-6} \text{ m}^2 \text{ s}^{-1}$.

Por convenio se aceptó que tanto la viscosidad absoluta o dinámica como la cinemática del agua tuviesen los valores:

$$\mu_{\text{agua}} = 10^{-3} \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-1} = 1 \text{ cp (centiPoise)}$$

$$\nu_{\text{agua}} = 10^{-6} \text{ m}^2 \text{ s}^{-1} = 1 \text{ cSt (centiStoke)}$$

La viscosidad relativa de un fluido indica la viscosidad de éste, dinámica o cinemática, con respecto a la del agua a la misma temperatura.

La medida de la viscosidad cinemática de un líquido se puede llevar a cabo utilizando un viscosímetro de rutina Cannon-Fenske (de acuerdo a las normas ISO 3105, ASTM 446 y ASTM D 2515).

El viscosímetro de rutina Cannon-Fenske está esencialmente compuesto de dos partes (Figura 1): el tubo con capilar (1), donde se encuentran la bola de entrada (6) y la bola de medición (8), con las marcas superior anular de medida M1 (4) y la marca anular inferior de medida M2 (5) antes del propio tubo capilar (7); en el tubo de ventilación (2) se encuentra el reservorio (3).

La determinación de la viscosidad cinemática se consigue midiendo el tiempo que un volumen determinado de líquido fluye por gravedad a través del capilar del viscosímetro, a una temperatura determinada. La viscosidad cinemática es el producto del tiempo que tarda el líquido en ir de la marca anular superior a la marca anular inferior por la constante de calibración del viscosímetro. Esta constante se puede obtener fácilmente determinando el tiempo que tarda en fluir agua, entre dichas marcas, a la misma temperatura.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

A) Llenado del viscosímetro.

Para el llenado se colocará el viscosímetro de “cabeza”. El tubo del capilar (1) se sumerge en el líquido a medir, mientras que se aspira en el tubo de aspiración (2) a través la pera de goma hasta llegar el líquido a la marca anular inferior de medida M2, Figura 2. Después del giro del viscosímetro se puede proceder a la medida manual de 1 tiempo de caída. Para ello, se impulsa el líquido (insuflando aire mediante la pera de goma colocada en la boca del tubo de ventilación) sobre la marca anular superior de medida M1 (4), hasta alcanzar una altura de unos 7 mm en la bola de entrada. Una vez retirada la pera de goma el líquido fluirá libremente. Se mide el tiempo que tarda el menisco del líquido en ir de una marca a otra.

B) Determinación de la constante del viscosímetro.

Llenar el viscosímetro con agua destilada. Colocar el viscosímetro, una vez derecho, dentro del vaso con agua y sujetarlo al pie soporte. Esperar el tiempo suficiente para que el viscosímetro y el agua que contiene adquieran la temperatura del baño. Medir, tres veces, el tiempo que tarda en pasar el menisco del agua por las marcas. Tomar un valor medio (Θ_{agua}). Anotar los valores en la hoja de respuestas.

Vaciar el agua, solicitar un poco de acetona para enjuagar y secar el viscosímetro.

C) Medida de la viscosidad cinemática del zumo

Llenar el viscosímetro, en la forma indicada, con el zumo de fruta. Limpiar la parte superior del tubo con capilar, sumergir el viscosímetro en el baño y,

después de esperar algún tiempo, proceder a la medida del tiempo de caída. Repetir la medida otras tres veces y anotar el tiempo medio (Θ_{zumo}) en la hoja de respuestas.

El valor de la viscosidad cinemática relativa del zumo se calcula fácilmente dividiendo el tiempo medio que tardó en caer él por el tiempo medio empleado por el agua.

$$U_r = \frac{\Theta_{\text{zumo}}}{\Theta_{\text{agua}}}$$

Una vez conocida la viscosidad relativa podremos hallar el valor de su viscosidad cinemática.

D) Medida de las viscosidades del zumo durante el tiempo de clarificación.

Con el zumo en el viscosímetro y éste dentro del baño, introducir en el reservorio (a través del tubo de ventilación) 1 mL de la disolución de pectinol D5S y esperar 5 minutos para iniciar la medida del tiempo de caída del sistema zumo-pectinol..

Repetir el proceso, unas 8 veces, cada 5 minutos (contados a partir del momento de insuflar aire con la pera de goma). Anotar los valores en la tabla de la hoja de respuestas.

HOJA DE RESPUESTAS TAREA C

Equipo: _____

Temperatura del baño de agua _____

Tiempos de caída del agua _____

Tiempo medio de caída del agua Θ_{agua} _____

Tiempos de caída del zumo _____

Tiempo medio de caída del agua Θ_{zumo} _____

Viscosidad cinemática del agua a la temperatura de la experiencia: 1 cSt

Viscosidad cinemática del zumo _____

Variación de la viscosidad con el tiempo de actividad de la enzima

Medida	Tiempo de caída	Viscosidad cinemática del sistema zumo-pectinol
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		

Representar gráficamente los valores de la viscosidad cinemática respecto al tiempo de actividad de la enzima.

Firmas:

Nombres: