

AC 05 62

Hola, buenas noches, bienvenidos un día más. Bienvenidos al tiempo del curso de acceso directo a la universidad para mayores de 25 años, el CAT. Comenzamos hoy nuestro programa con informaciones sobre los cursos de primavera y de verano de la UNED.

El pasado 13 de marzo dieron comienzo los cursos de primavera de la UNED que se convocan en Ávila. Los distintos departamentos de la Universidad Nacional de Educación a Distancia ofertan en esta convocatoria 19 cursos en los que se abordan temas de informática, educación, matemáticas, filología, filosofía, etc. Son cursos dirigidos por profesores de los correspondientes departamentos de la UNED, de otras universidades y profesionales de reconocido prestigio.

Los cursos con una duración de tres días se clausurarán el próximo 10 de mayo. Si desea información detallada sobre títulos, precio o documentación pueden dirigirse a los teléfonos siguientes con el prefijo 920 y el teléfono 254 79 0 0 o 254 89 0 0. Los cursos de verano se celebrarán del día 29 de junio al 24 de julio en las sedes de Ávila, Denia, Laseo de Urgel, Plasencia y Pontevedra. Muchos cursos se presentarán en las distintas sedes, relacionados con todas las áreas de conocimiento.

Si desean información detallada pueden dirigirse por escrito a Secretaría Cursos de Verano de la UNED, calle Bravo Murillo, 28 0 15 de Madrid. Voy a repetir esta dirección, Secretaría Cursos de Verano de la UNED, calle Bravo Murillo 38, 28 0 15 de Madrid. Si prefieren ponerse en contacto telefónico los teléfonos son los siguientes 3 98 60 51 o 3 98 75 53 con el 91 si llaman desde fuera de Madrid.

Y ahora sí vamos a hablar de química con la profesora María José Morcillo. Vamos esta noche en nuestro programa de química a hablar de las reacciones de oxidación-reducción y al final del mismo haremos una pequeña referencia a la electroquímica. Nos acompaña la profesora María José Morcillo, a la que damos la bienvenida.

Y vamos a empezar con una pregunta pues casi obligada, ¿cómo podríamos definir una reacción de oxidación-reducción? Desde un punto de vista clásico se llama oxidación a la combinación de una sustancia con el oxígeno y se llama reducción al proceso inverso, esto es a la disminución del contenido de oxígeno de una sustancia, precisamente el nombre de oxidación proviene de oxígeno, ganancia o combinación con oxígeno, mientras que se llamó reducción porque en este proceso las sustancias reducían su peso, lo que es lógico puesto que si pierden oxígeno pues reducen su peso, por ejemplo el magnesio, el zinc, el hierro o cualquier otro metal expuestos al aire que como sabemos tiene oxígeno se oxidan transformándose en sus óxidos correspondientes, óxido de magnesio, de zinc, de hierro, etc. Al contrario cuando a los óxidos metálicos se les quita el oxígeno se transforman en los correspondientes metales y el proceso se llama reducción. Esta reacción de reducción de los óxidos metálicos muchas veces con carbón y a temperatura muy elevada es el proceso utilizado en metalurgia para obtener

muchos metales como hemos dicho el magnesio, el zinc, el hierro.

¿Y este concepto clásico de ganancia o pérdida de peso sirve en la actualidad? Lo mismo que en otros muchos campos de las ciencias, por ejemplo para los términos ácido y base, este concepto tan restringido en un principio de oxidación y reducción se ha generalizado para abarcar muchos otros tipos de reacciones análogas. En primer lugar se vio que muchas veces cuando el oxígeno reacciona con un compuesto que contiene hidrógeno, en lugar de combinarse con dicho compuesto lo que hace el oxígeno es quitarle el hidrógeno, combinándose con él pues para formar el agua. Por ejemplo cuando el oxígeno reacciona con sulfuro de hidrógeno se puede obtener agua y azufre que proviene de quitarle el hidrógeno al sulfuro de hidrógeno o ácido sulfídrico.

Por ello el concepto de oxidación se extendió para incluir también la eliminación de hidrógeno de un compuesto generalmente mediante la reacción con oxígeno. En este sentido conviene indicar que los alcoholes cuando pierden hidrógeno esto es, se oxidan, se transforman en aldeídos, cuyo nombre además procede precisamente de la unión de las sílabas principales de este proceso, alcohol, al y luego deshidrogenado de hitro, aldeído. Por ejemplo el alcohol etílico que es el que contiene el vino cuando sufre una ligera oxidación se transforma en acetaldeído que es el que da el sabor característico y el aroma al vino añejo y también al ajerez.

Pero si se progresa la oxidación el alcohol ya se convierte en ácido acético que es el que da la acidez al vinagre así como a los vinos abinagrados ya estropeados. Entonces si la pérdida de hidrógeno de un compuesto es también una oxidación hay que suponer que la ganancia de hidrógeno sería una reducción ¿no es así? Sí efectivamente en esta ampliación del concepto de oxidación reducción la adición de hidrógeno a una sustancia llamada corrientemente hidrogenación es una reacción de reducción. Al transcurrir el tiempo aún se amplió más el concepto de oxidación reducción pues los químicos se dieron cuenta más tarde de que casi todos los elementos no metálicos especialmente los halógenos producían reacciones análogas a las del oxígeno.

Así por ejemplo el magnesio reacciona rápidamente con el cloro para dar cloruro de magnesio. Teniendo en cuenta la estructura electrónica de los átomos y la naturaleza del enlace químico se pudo ver que la formación de cloruro de magnesio partiendo del metal es análoga a la oxidación del magnesio para formar el óxido de magnesio que hemos hablado anteriormente. Pues no veo muy clara esta analogía ¿podrías explicar un poco qué tienen en común estas dos reacciones? Como puede verse en los dos casos el magnesio pierde sus dos electrones de valencia y se transforma en el ión magnesio con dos cargas positivas.

Está claro que el magnesio experimenta el mismo cambio en ambos procesos la pérdida de electrones. En cambio el átomo de oxígeno en la primera reacción de formación del óxido de magnesio gana dos electrones cedidos por el magnesio y se transforma en el ión óxido con dos cargas negativas. Mientras que en el segundo caso dos átomos de cloro ganan un electrón cada uno transformándose en dos iones cloruro con una carga negativa por cada ión para dar

lugar al cloruro de magnesio.

Por todo esto se tuvo que ampliar el concepto de oxidación reducción. Entonces se definió así la oxidación como la pérdida de electrones mientras que la reducción sería la ganancia de electrones. De esta nueva definición se deduce inmediatamente que no puede existir un proceso de oxidación o uno de reducción aislado porque si una especie química gana electrones otra debe necesariamente perderlos.

Esto es lo que ocurre en los ejemplos anteriores tanto el oxígeno como el cloro ganan electrones que son en ambos casos los cedidos por el magnesio. Por lo tanto todo proceso de oxidación va unido necesariamente a uno de reducción. Se tiene que hablar pues de reacciones de oxidación reducción o de reducción oxidación que abreviadamente se suelen llamar reacciones redox.

En ellas hay una transferencia de electrones desde la sustancia que se oxida a la que se reduce. Esto sería la explicación atómica de este tipo de reacciones de oxidación reducción. Es decir que se da una transferencia de electrones.

Esta transferencia se ve muy bien cuando se forman compuestos iónicos pero ¿qué sucede cuando se forman compuestos covalentes? Efectivamente es difícil deducir si una reacción es redox cuando intervienen compuestos covalentes. Por ejemplo el silicio elemental reacciona con el cloro para formar tetracluro de silicio. En esta reacción no hay pérdida ni ganancia total de electrones puesto que el tetracluro de silicio es un compuesto covalente.

Para saber si se trata de una reacción redox hay que tener en cuenta la polaridad de los enlaces covalentes. En nuestro ejemplo los enlaces silicio-cloro del tetracluro de silicio son polares y como el cloro es más electronegativo que el silicio tiene una mayor densidad electrónica. Podemos decir que ha habido una ganancia parcial de electrones por parte del cloro a costa también de una pérdida parcial de electrones del silicio.

En esta reacción como en muchos otros entre compuestos covalentes como también la mencionada anteriormente de oxidación del alcohol etílico a acetaldehído o ácido acético es difícil ver claramente que átomos ganan o pierden electrones, bien sea total o parcialmente. Pero para resolver este problema los químicos inventaron lo que se llaman los números de oxidación. Entonces esto que los químicos llaman números de oxidación, ¿qué es exactamente? Cada átomo de un compuesto se caracteriza por un estado de oxidación que se refiere a los electrones ganados o perdidos con respecto al átomo aislado.

Esta ganancia o pérdida de electrones es total en el caso de compuestos iónicos como hemos visto anteriormente pero sólo es parcial en los compuestos covalentes. El número de oxidación indica dicho estado de oxidación y se define como la carga eléctrica formal o ficticia, es decir que no real, que se asigna a un átomo en un compuesto. El número de oxidación positivo indica el número de electrones perdidos y si es negativo indica el número de electrones ganados.

En ambos casos total o parcialmente y con respecto siempre al átomo aislado. Por ello el número de oxidación de todos los elementos libres es cero por definición y en cualquiera de las formas que se presenten. Bien, has dicho que el número de oxidación indica una carga eléctrica que no es real, pero ¿qué significa esto de que no es real? Las especies químicas poliatómicas ya sean moléculas neutras o iones, el número de oxidación de cada átomo no representa su carga real sino sólo ficticia definida por convenio.

Así en nuestro ejemplo que hemos puesto anteriormente del tetracloro de silicio, el átomo de silicio se le asigna el número de oxidación más cuatro, como si tuviese cuatro cargas positivas, lo que no es verdad, pues no existen iones Si^{4+} positivo, esto es, con cuatro cargas positivas. Asimismo a cada átomo de cloro se le asigna el número de oxidación menos uno, como si cada uno tuviese una carga negativa, lo que tampoco es muy cierto. Lo único que hay son cuatro enlaces polares silicio-cloro, en los que el silicio tiene parcialmente una carga positiva y el cloro, pues claro, una carga negativa.

Esta fracción de carga se extrapola artificialmente a la unidad al asignar los números de oxidación más cuatro y menos uno al silicio y al cloro en el tetracloro de silicio. Esto mismo ocurre en todos los compuestos covalente, en cambio en los compuestos iónicos la carga sí que es real, cuando son iones monoatómicos. Por ejemplo, en el óxido de magnesio, que es un compuesto bastante iónico formado por iones óxido O^{2-} negativo y magnesio Mg^{2+} positivo.

En este caso los números de oxidación del oxígeno menos dos y del magnesio más dos indican las cargas reales de dichos átomos. El concepto del número de oxidación queda ya claro, pero ¿cómo podemos saber el número de oxidación de un elemento en un compuesto no iónico? Mira, para todo esto hay un conjunto de reglas que son muy sencillas y que pueden verse también en cualquier libro de química elemental, ya sea de bachillerato, de coo, incluso de primer curso de facultad. Estas reglas no son arbitrarias, están basadas en el concepto de electronegatividad y en la suposición de que un enlace polar se puede extrapolar a un enlace iónico.

Con esta idea se supone que en los compuestos covalentes los electrones de enlace pertenecen formalmente al átomo más electronegativo, lo que no es real del todo. Así, por ejemplo, en el número de oxidación del flúor es siempre menos uno, puesto que es el elemento más electronegativo de todos. En cambio, en los otros halógenos el número de oxidación también es menos uno cuando se combina con metales o semimetales, pero puede ser positivo cuando se combina con el flúor, con el oxígeno o con otro halógeno que sea más electronegativo que ellos.

Así, por ejemplo, en el fluoruro de cloro, que es ClF , el número de oxidación de cloro es más uno. En el pentóxido de yodo, I_2O_5 , el número de oxidación del yodo es más cinco. Y en el tricloruro de bromo, BrCl_3 , el número de oxidación del bromo es más tres.

¿Podemos insistir en cuál es la relación que tiene el número de oxidación con el concepto de reacciones redox? A pesar de su carácter un poco artificial, los números de oxidación tienen

una gran utilidad para hacer el balance de los electrones que se transfieren, más o menos realmente, de unos átomos a otros en las reacciones redox. Por ello, los números de oxidación permiten establecer la definición más general de oxidación-reducción, que engloba a todas las que hemos dicho anteriormente. Un elemento se oxida cuando en una reacción aumenta su número de oxidación y a la inversa.

Un elemento se reduce cuando disminuye, esto es, reduce su número de oxidación. Así, en el ejemplo de formación del tetracluro de silicio por reacción de silicio elemental con cloro, puede verse que el silicio pasa de un número de oxidación cero en el elemento, a más cuatro en el SiCl_4 , es decir, que el silicio se ha oxidado. En cambio, el cloro pasa del número de oxidación cero con el cloro elemento a menos uno, por lo tanto, se reduce.

Hemos hablado de oxidación, se puede hablar de oxidante, de reducción y de reductor. ¿Podrías aclarar estos términos? Sí, en las reacciones redox, desde luego, se manejan diversos términos que pueden dar lugar un poco a la confusión, por lo que conviene aclarar todos estos conceptos. Un agente oxidante o simplemente un oxidante es una especie química que produce la oxidación de otra, que a su vez recibe el nombre de agente reductor o solamente reductor.

Ahora bien, el oxidante, para oxidar al otro compuesto, tiene que robarle electrones parcial o totalmente, con lo cual aumentará su propia carga negativa, esto es, disminuirá su número de oxidación y por lo tanto se reduce en el mismo proceso. A la inversa, tenemos que el reductor tiene que ceder electrones, con lo que aumenta su carga positiva y con ello aumenta su número de oxidación y por lo tanto se oxida. Vemos así que las reacciones redox ocurren entre parejas de oxidación-reducción, que se llaman pares conjugados de oxidación-reducción o simplemente pares redox.

Así, en la reacción del magnesio metálico con el cloro elemental para formar cloro de magnesio, que ya hemos hablado anteriormente, el magnesio metálico es el reductor, como todos los metales, que al perder electrones se oxida y se transforma en su oxidante conjugado, iones Mg^{2+} . Análogamente, el cloro elemental es el oxidante y al ganar electrones se reduce, pasando a su reductor conjugado, que es el ión cloro, cloruro, que es Cl^- . Conviene que se medite bastante sobre estos conceptos de oxidación-reducción-oxidante que se reduce y reductor que se oxida.

Para recordar todos estos conceptos, puede ayudar una regla anemotécnica, basada en términos vulgares. Oxidante es como un mangante, roba electrones, con ello se hace rico en electrones y puede dar electrones. Esto es actuar como reductor que es como un benefactor.

¿Y los conceptos de oxidante o de reductor son conceptos absolutos? Bueno, no es absoluto el concepto de oxidante o de reductor, pero pasa lo mismo en química como muchas veces incluso en la vida. Son relativos los conceptos como, por ejemplo, de alto-bajo, o en química, ácido y base, pues también es relativo. Lo mismo pasa con el de oxidante o de reductor, depende de con quién se enfrente.

Por ejemplo, el yodo elemental es un oxidante muy suave que puede oxidar al hidrógeno elemental para formar yoduro de hidrógeno, pero al mismo tiempo también puede actuar como reductor frente a oxidantes fuertes como el permanganato potásico transformándose en yodato. Se puede establecer una escala de la fuerza relativa de los pares R_2 , mientras la medida de las llamadas potenciales normales o fuerza electromotriz de semipilas. Asimismo, se comprende fácilmente que si un reductor es fuerte, tiene gran tendencia a ceder electrones, su oxidante conjugado será débil, mostrará poca tendencia a robar electrones, y a la inversa, un oxidante fuerte tendrá como conjugado siempre un reductor débil.

Al principio hiciste alguna referencia a la aplicación práctica o a la aplicación industrial de las reacciones de oxidación-reducción. Podríamos ampliar este aspecto. ¿Qué interés práctico tienen estas reacciones? Bueno, además de numerosas aplicaciones puramente químicas, bien sea en química analítica o en química industrial para blanquear numerosos materiales, papel, azúcar, así como en la vida ordinaria elegidas para blanquear y desinfectar, las reacciones R_2 son la base de una importante parte de la química técnica llamada electroquímica, que trata de los procesos electroquímicos muy importantes en la industria y en la economía de una nación.

Los procesos electroquímicos pueden agruparse en dos tipos principales. El primero consiste en la realización de una reacción química de oxidación-reducción mediante la aplicación de una corriente eléctrica, lo que recibe el nombre de electrolisis, de gran importancia industrial para la obtención de numerosos metales y productos químicos, como por ejemplo aluminio refinado de cobre, hidróxido sódico o sosa cáustica, etc. El segundo tipo de proceso electroquímico es el inverso.

Esto es la producción de una corriente eléctrica mediante una reacción química R_2 , lo que constituye lo que llamamos las pilas galvánicas, pilas voltaicas o simplemente pilas. Es súper conocida la utilidad de las pilas para alimentar aparatos de radio, televisión, calculadoras, así como su aplicación en proyectiles dirigidos, automóviles, vehículos espaciales, etc. Por último, las pilas de combustión son la esperanza del suministro de energía sin contaminación para un futuro.

Esta última parte de nuestro programa lo dedicaremos a recordar el contenido de la asignatura de química, así como algunos consejos prácticos sobre nuestros programas o las dudas y cómo solventarlas que puedan tener. En cuanto a los contenidos vamos a recordar el temario. El tema 1 es la química nuclear, el 2 el sistema periódico, el 3 la atmósfera, el 4 minerales, el 5 la reacción química, el 6 energía, el 7 estados físicos del agua.

El tema 8 las dos caras de Jano del agua como disolvente, el 9 metales, el 10 el petróleo y los demás combustibles fósiles, el 11 polímeros, el 12 bioquímica inorgánica. Como ya saben en la guía de medios audiovisuales que edita la dirección técnica y en la programación que semanalmente publica el BICI, el alumno puede encontrar la relación de programas de radio que se emiten de esta asignatura junto con el título, fecha y hora de su emisión. En aquellos casos en los que el alumno no pudiera escuchar los programas didácticos de radio de esta

asignatura, puede pedir los casetes a la secretaría de su centro asociado.

El seguimiento de estos programas de radio puede resultar de gran utilidad a los alumnos al complementar y en muchos casos ampliar los diferentes temas, así como para fijar ideas fundamentales. Los programas radiofónicos no son una mera repetición de las unidades sino que las amplían, presentan nuevos enfoques sobre los temas e insisten en las ideas más importantes. El alumno puede sacar el máximo rendimiento a estos programas si valiéndose del calendario estudia o al menos lee previamente el tema correspondiente.

De esta manera al escuchar la emisión aclarará dudas y ampliará conceptos. En cuanto a los criterios de evaluación final de la asignatura de química, se tendrá en cuenta la calificación obtenida en la prueba presencial, la calificación obtenida en las pruebas de evaluación y el informe del tutor. Y para la calificación del examen se tendrá en cuenta una correcta redacción, si está bien estructurado, si contiene lo esencial, si no es excesivamente esquemático, si las respuestas son razonadas y los resultados son completos con sus unidades correctamente expresadas.

Recordarles también que si tienen alguna duda o consulta sobre cualquier tema ahora es el momento de dirigirse al profesorado de la sede central. La profesora María José Morcillo les atenderá los lunes de 10 a 2 de la tarde y los miércoles de 10 a 2 y de 5 a 7. El teléfono al que pueden llamar es el siguiente 398 7367 con el prefijo 91 si llaman desde fuera de Madrid. La profesora Consuelo Boticario les atenderá los martes de 10 a 2 y los miércoles de 10 a 2 y de 3 a 7 y su teléfono es el siguiente 398 7369 también con el prefijo 91 si llaman desde fuera de Madrid.

También se atenderán las dudas y consultas por escrito, por correo deberán dirigirse a departamento de ciencias analíticas, introducción a la química, curso de acceso directo, UNED, calle senda del rey sin número 28040 de Madrid. Y con esto debemos despedir nuestro programa de química de hoy, nuestro programa de química y también el curso de acceso recordándoles que mañana la asignatura que ocupará nuestro tiempo será introducción a la sociología. Hablaremos de cultura, cambio social y las sociedades contemporáneas.

Gracias por acompañarnos un día más, muy buenas noches. Y hasta aquí la programación de la UNED un día más. Mañana volveremos en esta misma emisora y a nuestra hora habitual ocho y media de la tarde siete y media en la comunidad canaria.

Nuestro primer espacio será revista de derecho. Continuaremos con informativo universitario y el tiempo del curso de acceso. Gracias por acompañarnos, que pasen una feliz noche.

No, no, no, no, no.