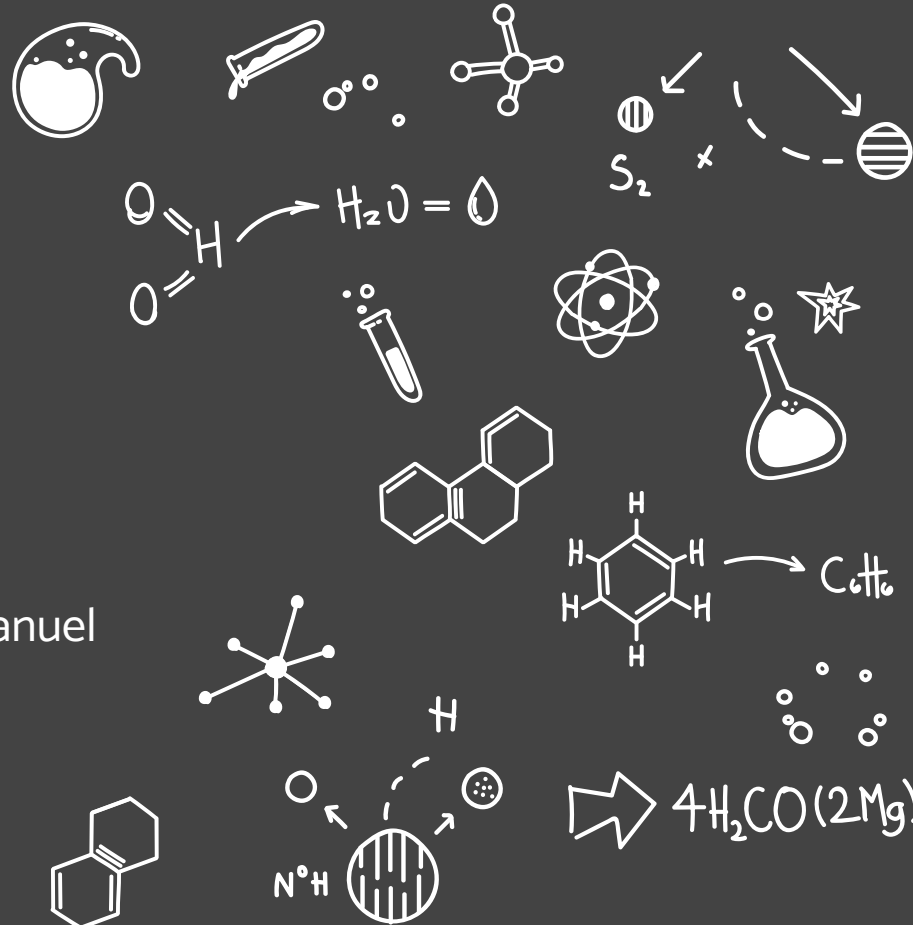
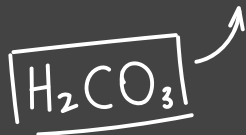


REACCIONES DE ÓXIDO REDUCCIÓN

Elaborado por: González Rodríguez Luis Manuel
Revisado por: Silvia Citlalli Gama González
Mario Alfredo García Carrillo



Concepto de oxidantes, reductores,

Oxidante:

Un oxidante es una sustancia que gana electrones en una reacción química. Al ganar electrones, el oxidante reduce su propio estado de oxidación (*se reduce*).

Ejemplo: El oxígeno (O_2) es un buen oxidante. En muchas reacciones, el oxígeno gana electrones y se reduce a óxido.

Media reacción de reducción



Estado de Ox: 0 \rightarrow -2

Concepto de oxidantes, reductores,

Reductor:

Un reductor es una sustancia que pierde electrones en una reacción química. Al perder electrones, el reductor aumenta su estado de oxidación (*se oxida*).

Ejemplo: El hidrógeno (H_2) es un buen reductor. En algunas reacciones, el hidrógeno cede electrones y se oxida a protones (H^+).

Media reacción de oxidación



Estado de Ox: 0 \rightarrow +1

Anfolitos, polioxidantes y polirreductores.

Un anfolito es una sustancia que, en una reacción redox, puede cambiar su comportamiento dependiendo del entorno. Esto significa que puede oxidarse (**actuar como reductor**) o reducirse (**actuar como oxidante**)

Un ejemplo de anfolito redox es Fe^{2+} , ya que puede actuar como reductor o oxidante dependiendo de la situación:



Anfolitos, polioxidantes y polirreductores.

Un **polioxidante** es una sustancia que tiene varios átomos o sitios activos capaces de ganar electrones en una reacción redox, es decir, **puede reducir varias veces** o ser capaz de aceptar varios electrones.

Un ejemplo de polioxidante es el VO_2^+ ya que puede reducirse múltiples veces.



Anfolitos, polioxidantes y polirreductores.

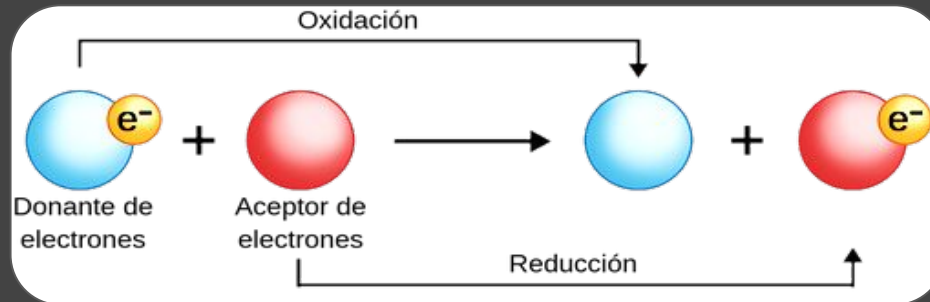
Un polirreductor es lo opuesto a un polioxidante. Son sustancias que tienen varios sitios activos capaces de ceder electrones en una reacción redox, es decir, pueden oxidarse varias veces o donar varios electrones

Un ejemplo de polirreductor es el Cu^0 ya que puede oxidarse múltiples veces.



Reacciones químicas y electroquímicas.

Las reacciones redox son un tipo de reacción química en la que ocurren cambios en los estados de oxidación de los átomos involucrados. En otras palabras, durante una reacción redox, algunos átomos pierden electrones y otros ganan electrones.



Reacciones óxido-reducción.

Un ejemplo clásico es la reacción entre el zinc (Zn) y el ácido clorhídrico (HCl):



El zinc (Zn^0) pierde electrones (se oxida) y se convierte en iones de zinc (Zn^{2+}).

Los iones de hidrógeno (H^+) del ácido clorhídrico ganan electrones (se reducen) y se convierten en gas hidrógeno (H_2).

Balancedo de ecuaciones redox.

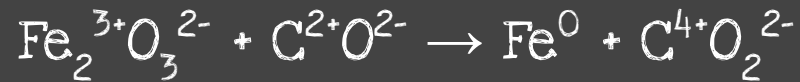
Para balancear ecuaciones redox se deben tener en cuenta los siguientes pasos:

1. Identificar los estados de oxidación de cada elemento presente en la reacción

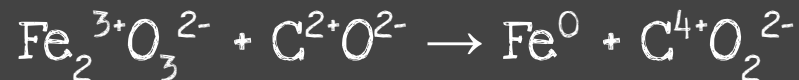


Conociendo que el estado de oxidación del Oxígeno es normalmente de -2, podemos determinar el estado de oxidación del hierro y carbono.

Por ejemplo sabiendo que en la molécula Fe_2O_3 hay 3 átomos de oxígeno y por consiguiente **la molécula debe ser neutra** cada átomo de hierro debe tener un estado de oxidación de +3. De esta manera se obtienen los siguientes estados de oxidación:



Balancedo de ecuaciones redox.



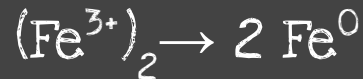
2. Identificar los pares redox

Por ejemplo en este caso el oxidante es el Fe^{3+} ya que se redujo a Fe^0 y el reductor en este caso sería el C^{2+} que se oxida a C^{4+}

3. Identificar las cargas intercambiadas



Se igualan los átomos de cada elemento en las medias reacciones



Acto seguido igualamos las cargas de cada lado de la reacción utilizando electrones, ejemplo:

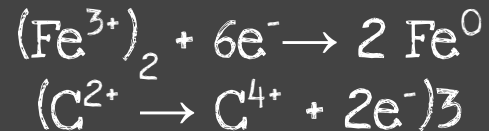


Balaneo de ecuaciones redox.



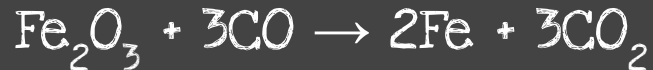
4. Igualar la cantidad de electrones ganados y perdidos entre las medias reacciones

Para ello se utiliza un factor que multiplica a una de las dos cantidades de electrones haciendo que la cantidad de electrones sea la misma.



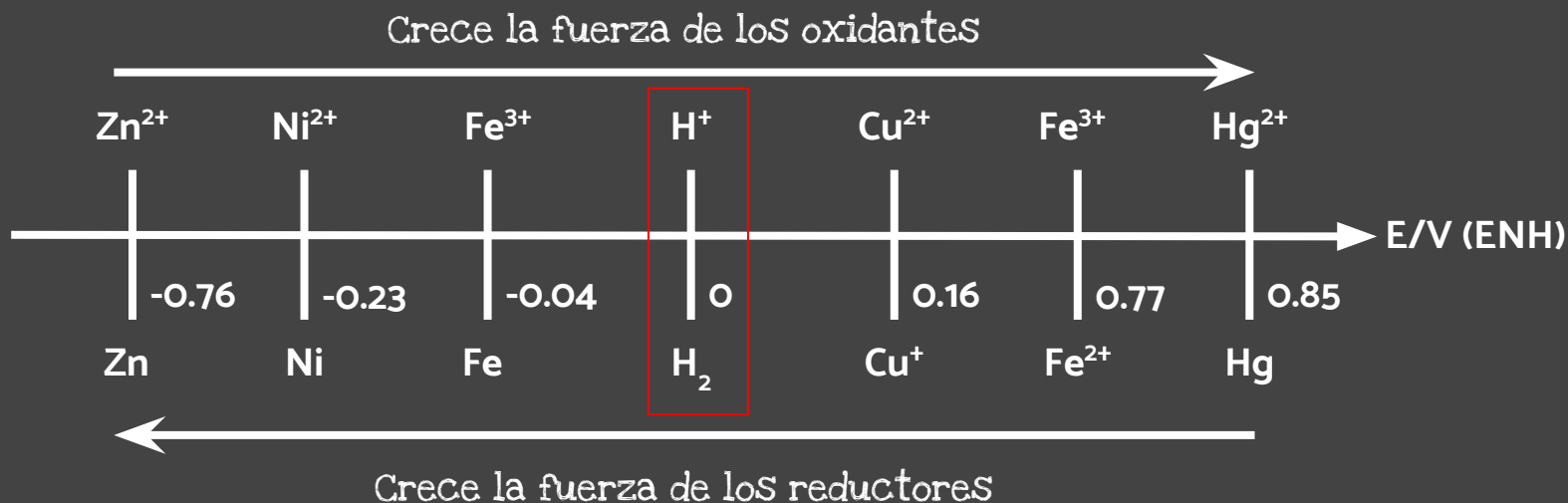
5. Sumar las medias reacciones

La suma de reacciones hace que la cantidad de electrones se simplifique y solo quedaría la ecuación de la siguiente manera (Respetando el balance de materia)



Potencial de Electrodo.

El potencial de electrodo es una medida de la tendencia de una sustancia a ganar o perder electrones cuando está en contacto con una disolución de sus iones. ES decir, es una forma de cuantificar cuán fácilmente una sustancia se reduce o se oxida en una reacción redox. Este valor se mide en volts (V)



Ecuación de Nernst.

La ecuación de Nernst es una fórmula que se utiliza para calcular el potencial de reducción de un par redox fuera de condiciones estándar.

$$E = E^{\circ} + \frac{0.059}{n} \log \left(\frac{[Ox]}{[Red]} \right)$$

E = Potencial de electrodo

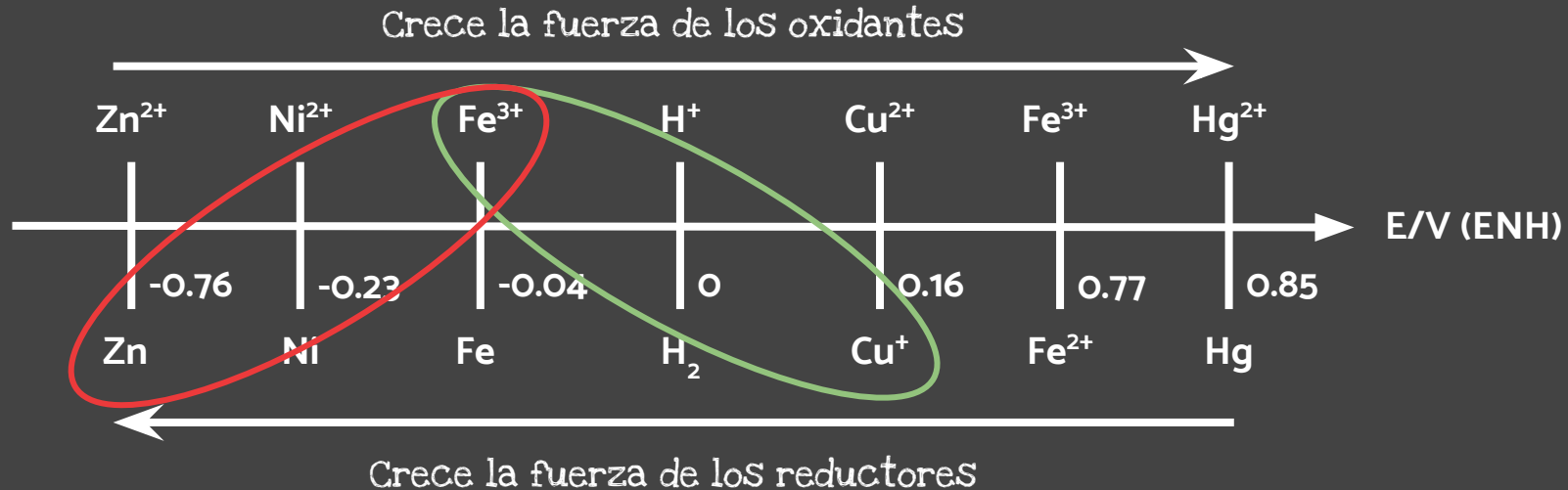
E° = Potencial de electrodo estándar

n = Número de electrones intercambiados

Ox = Oxidante (Aceptor de electrones)

Red = Reductor (Donador de electrones)

Predicción cualitativa de las reacciones redox.



Reacción no espontánea

Reacción espontánea

Cálculo de la constante de equilibrio. Relación de la constante y la cuantitatividad de la reacción.

Entre más grande sea el valor de la constante de equilibrio, más espontánea ("más cuantitativa") será la reacción química.

$$\log(K_{eq}) = (E^{\circ}_{reducción} - E^{\circ}_{oxidación}) n_T / 0.059 \text{ V} = \Delta E^{\circ} n_T / 0.059$$

K_{eq} = Constante de equilibrio

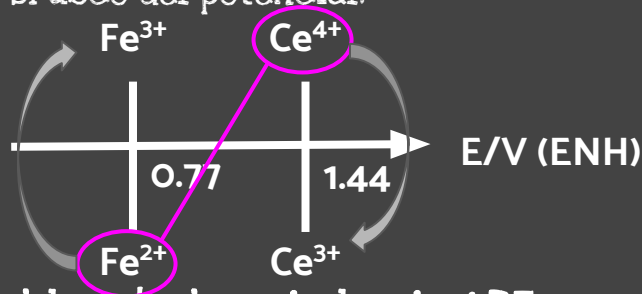
n_T = Número total de electrones intercambiados en la reacción

$E^{\circ}_{reducción}$ = Potencial de electrodo del proceso de reducción

$E^{\circ}_{oxidación}$ = Potencial de electrodo del proceso de oxidación

Evolución del potencial en el transcurso de una reacción redox y su representación gráfica.

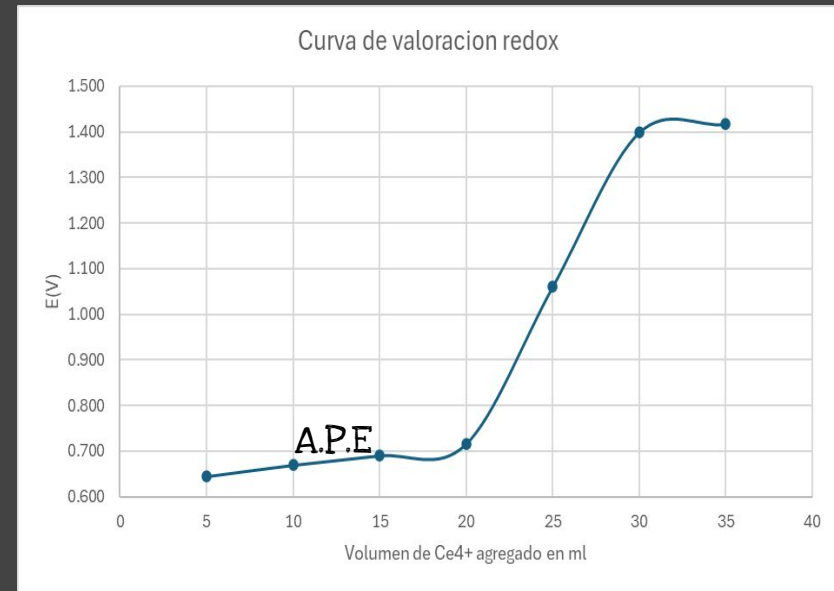
En la titulación de Fe^{2+} con Ce^{4+} , la curva de titulación mostrará un aumento gradual del potencial hasta la cercanía del punto de equivalencia, donde habrá un salto brusco del potencial.



Antes del punto de equivalencia, A.P.E.:

La concentración del analito (especie a titular) es alta, y la concentración del producto de la reacción es baja.

El potencial está impuesto por el par redox del analito.



Evolución del potencial en el transcurso de una reacción redox y su representación gráfica.

Punto de equivalencia, P.E.:

En el punto de equivalencia, las concentraciones del analito y el valorante son estequiométricamente equivalentes.

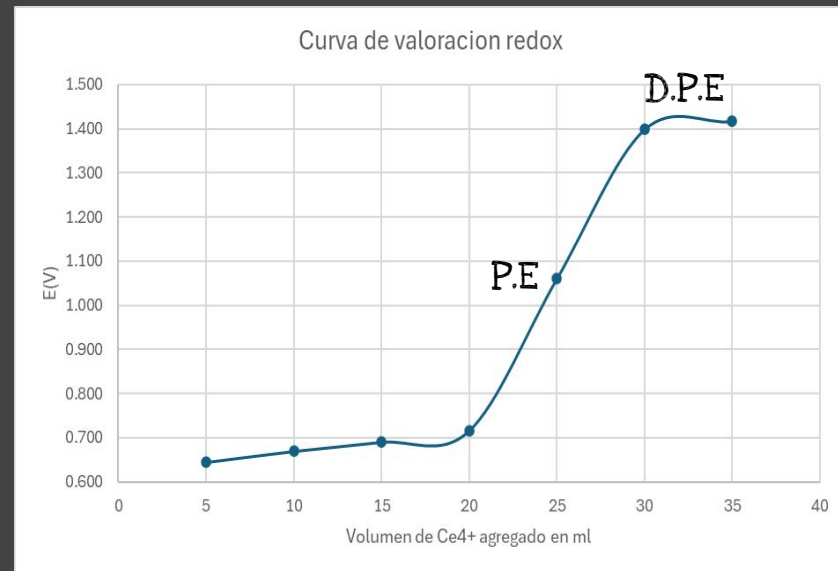
El potencial en este punto se calcula utilizando

$$E = (n_1 E_1^0 + n_2 E_2^0) / (n_1 + n_2).$$

Después del punto de equivalencia, D.P.E.:

Después del punto de equivalencia, el valorante está en exceso.

El potencial de la solución ahora está impuesto por el par redox del valorante.



Evolución del potencial en el transcurso de una reacción redox y su representación gráfica.

La siguiente curva de valoración es representativa de la adición de Ce^{4+} 0.25M a 25.0 mL de una disolución de Fe^{2+} a 0.25M.

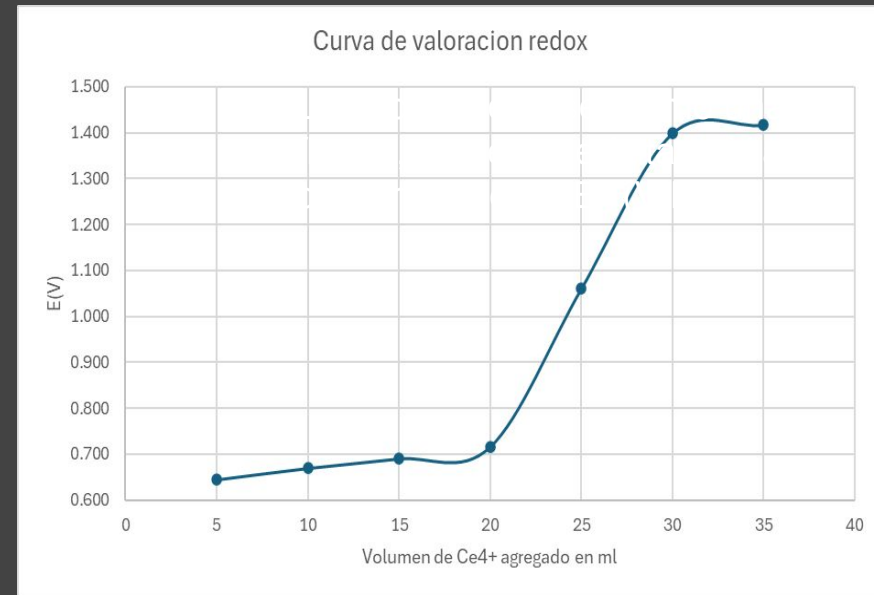
Al principio el potencial depende del par $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$

En el punto de equivalencia el potencial depende de los potenciales de los pares conjugados que se forman.

Al final el potencial depende del par $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$

Las ecuaciones y la construcción de la curva se encuentra en el siguiente link:

Curva de valoración redox



Referencias:

- Harris, D. C. (2020). Análisis químico cuantitativo (9ª ed.). Pearson.
- Skoog, D. A., West, D. M., Holler, F. J., & Crouch, S. R. (2013). Fundamentos de química analítica (9ª ed.). Cengage Learning.