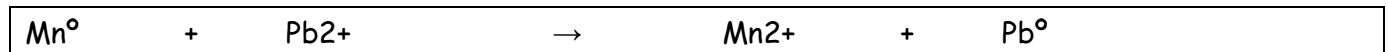
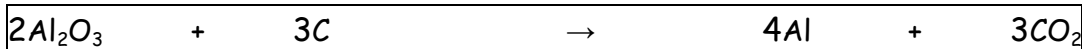


MATERIA: QUÍMICA (QMC)

DOCENTE: PROF. FUENTES -email: rely8221@gmail.com -CLASSROOM: [yl4opjq](#)

TP N° 13-PROCESOS REDOX EN LA INDUSTRIA METALÚRGICA-Entregar :30/10/20

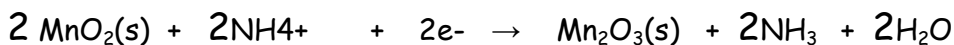
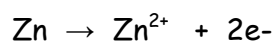
1. Explica la diferencia entre agente oxidante y agente reductor.(MATERIAL DE TP 12)
2. ¿En qué consiste una reacción de óxido-reducción? (MATERIAL DE TP 12)
3. Emplea la tabla de potenciales de reducción e indica para los metales Cobre, Hierro y Aluminio ¿Cuál es el de mayor tendencia oxidarse y cuál es el de mayor tendencia a reducirse?
4. En una pila entre plata y magnesio indica:
A-¿Cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor?
B- Escribir la Hemiecuación de oxidación y la reducción.
5. Describí las similitudes y diferencias entre los procesos electrolíticos y los ocurridos entre las pilas.
6. Describí La diferencia entre la reducción química y la electrolítica de los metales.
7. Analice las ecuaciones de producción de Hierro (Reducción del hierro) en el Alto Horno (TP 12) y escriba las hemiecuación de oxidación y reducción.
8. Dada las siguientes ecuaciones :



A-Escribí la ecuación de reducción y la de oxidación.

B- Indica el agente oxidante y el agente reductor.

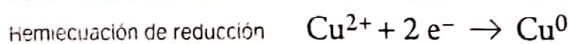
9. Las baterías comerciales consisten en una o varias pilas electroquímicas que mantienen una tensión constante durante un cierto lapso. La pila común de dos electrodos en los que se producen las semirreacciones que se simbolizan Como:



Indicá ¿Cuál de ellas corresponde al cátodo y cuál al ánodo y el signo (positivo o negativo) de cada uno de los electrodos?

Las pilas electroquímicas

Toda vez que se sumerge un clavo de hierro en una solución de sulfato de cobre (figura 10-9), se observa que rápidamente el clavo se recubre de una capa marrón rojiza de cobre. Ocurren en este caso los procesos que se simbolizan en las siguientes hemiecuaciones:



Si se suman ambas ecuaciones, se obtiene la ecuación redox iónica:



Como habrás notado, el Fe actúa como **agente reductor** (reduce al Cu), mientras que el Cu^{2+} es el **agente oxidante**, ya que oxida al Fe. ¿Por qué siempre el hierro reduce el cobre? ¿Podría ocurrir espontáneamente el proceso inverso?

La respuesta es que cada metal tiene una tendencia diferente a oxidarse. El hierro (Fe) tiene mayor tendencia a oxidarse que el cobre (Cu), por eso en presencia de ambos, el Fe se oxidará y el Cu se reducirá. El conocido como **potencial de reducción de una especie química** (figura 10-10) es una medida de la tendencia de esa especie a reducirse. El potencial de reducción se mide en voltios (V) y cuanto mayor sea ese potencial, mayor será la tendencia del metal a reducirse. Cuando se ponen en contacto dos especies químicas diferentes, la de mayor potencial de reducción oxidará a la de menor potencial de reducción.

Observando la tabla de potenciales de reducción, se puede advertir que el cobre, que oxida el hierro y el cinc, será oxidado por la plata, ya que el potencial de reducción de este metal es mayor que el del cobre.

Los metales cuyo potencial de reducción es positivo tienden espontáneamente a reducirse, mientras que aquellos cuyo potencial de reducción es negativo se oxidan espontáneamente. Estas propiedades se aprovechan para la fabricación de **pilas electroquímicas**, habitualmente conocidas solo como pilas.

Las pilas son sistemas que producen energía eléctrica en forma espontánea a partir de una reacción química de óxido-reducción. Constan de dos placas, llamadas electrodos, cada una constituida por un metal diferente, sobre las cuales se producen las hemirreacciones: el **cátodo** (de signo positivo), en el que se produce la reducción, y el **ánodo** (de signo negativo), en el que se produce la oxidación. Los electrones que se

pierden en el ánodo se dirigen al cátodo, lo que permite la circulación de corriente eléctrica.

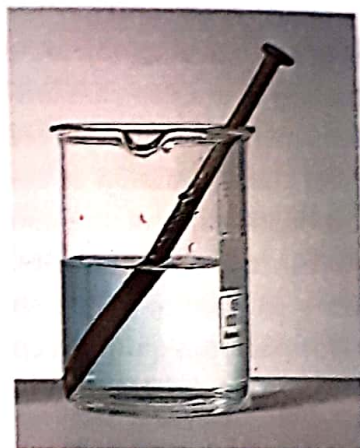


Fig. 10-9. El clavo de hierro dentro de la solución azul se recubre de una capa de cobre.

Tabla de potenciales de reducción	
Reacción	Potencial (V)
$\text{Au}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{Au}$	1,68
$\text{Ag}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{Ag}$	0,80
$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$	0,34
$2\text{H}^+ + 2 e^- \rightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{Pb}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
$\text{Sn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
$\text{Ni}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Ni}$	-0,25
$\text{Co}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Co}$	-0,28
$\text{Cd}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cd}$	-0,40
$\text{Fe}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{Cr}^{3+} + 3 e^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,74
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Mn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Mn}$	-1,18
$\text{Al}^{3+} + 3 e^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{Mg}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,34
$\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$	-2,71
$\text{Li}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{Li}$	-3,04

Fig. 10-10. Potenciales de reducción.

ACTIVIDADES

- Empleá la tabla de potenciales de reducción e indicá, para los metales Cu, Fe y Al, cuál es el de mayor tendencia a oxidarse y cuál es el de mayor tendencia a reducirse.
- En una pila entre plata y magnesio, indicá cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor. Escribí la hemiecuación de oxidación y la de reducción.

Procesos redox en la industria metalúrgica

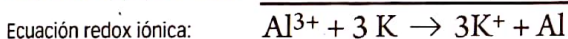
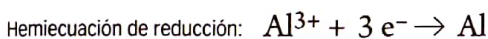
Casi todos los procesos de obtención de metales utilizados en la industria metalúrgica involucran reacciones redox. Uno de los principales es la etapa de reducción del mineral, una vez separada la mena de la ganga.

Las formas más habituales de reducción del metal son dos: la **reducción química** y la **reducción electrolítica**.

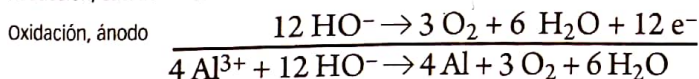
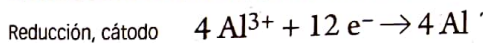
La reducción química ocurre en presencia de un agente reductor, mientras que la electrolítica sucede mediante el paso de la corriente eléctrica.

Las metalurgias del aluminio y del cobre presentan ambos tipos de procesos.

En el caso del aluminio, puede obtenerse por reducción química con potasio metálico, como viste en la página 188 (reacción propuesta por Wöhler). Las hemiecuaciones involucradas son:

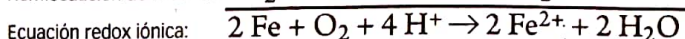
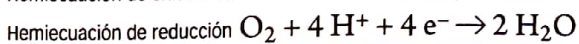


En cuanto a la reducción electrolítica, el **método Hall** permite la obtención de aluminio mediante el pasaje de corriente eléctrica. En la **electrólisis**, a diferencia de las pilas, se invierten las polaridades de los electrodos: el cátodo es negativo, mientras que el ánodo es positivo. Las hemiecuaciones involucradas son:



La corrosión, un proceso redox

Habrás observado que, si se exponen a la humedad ambiente, muchos objetos fabricados con hierro se oxidan, es decir que se recubren de una capa rojiza que los debilita y, con el tiempo, produce grietas en el material. Este proceso, denominado genéricamente **corrosión**, ocurre con muchos metales en forma espontánea ante la presencia de humedad ambiente y oxígeno gaseoso (figura 10-11). Este fenómeno consiste en un proceso redox, que simplemente puede entenderse como una oxidación del metal y una reducción del oxígeno del aire. Para el caso del hierro se representa como:



Los iones hidrógeno (H^{+}) provienen de la reacción entre el agua (H_2O) y el dióxido de carbono (CO_2) del aire. Mucho tiempo antes de la invención del acero inoxidable, los procesos de corrosión naturales destruían total o parcialmente muchos objetos construidos con ese material. En 1742, el químico francés Paul Jacques Malouin (1701-1778) comprobó que si el acero se recubría con una capa muy fina de cinc, este metal lo protegía de la corrosión. Hoy este efecto se conoce como **protección galvánica**, y es también llamado protección catódica o de sacrificio.

La protección galvánica se basa en que los metales que están debajo del hierro en la tabla de potenciales de reducción se oxidan con mayor facilidad que ese metal. Por lo tanto, si alguno de estos metales (el cinc es el más utilizado por su bajo costo) se pone en contacto con el hierro, se oxidará antes que ese metal. Al mismo tiempo, es conveniente que se recubra la superficie del metal oxidable con pinturas protectoras, que actúan únicamente como barrera. Gracias a este proceso, los objetos de hierro o acero recubiertos con cinc no se oxidan, aunque sus pinturas sufran deterioros.

Se la conoce también como protección catódica, ya que el hierro se transforma en el cátodo de una pila, es decir, la zona en la que se produce la reducción, ya que le llegan los electrones que pierde el metal de sacrificio en su oxidación (ubicado en el ánodo de la pila):

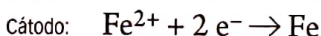
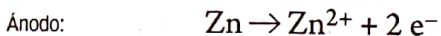


Fig. 10-11. Corrosión en bisagras de hierro de una puerta antigua.

ACTIVIDADES

22. Describí las similitudes y las diferencias entre los procesos electrolíticos y los ocurridos en las pilas.
23. Describí la diferencia entre la reducción química y la electrolítica de los metales.



Fig. 10-12. Cuarzo y feldespato.

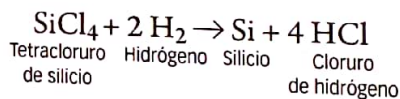
Cálculos de pureza y rendimiento

En páginas anteriores viste que, cuando se extrae en un yacimiento mineral una mena determinada, esta presenta, además, una parte que no interesa, la ganga. Además, como ya sabés, generalmente se obtiene menor cantidad de producto que la esperada, es decir que el rendimiento real de la reacción casi siempre es menor que el rendimiento teórico. Una de las razones por las que no se obtiene la cantidad de producto es, precisamente, que los reactivos no se encuentran puros. En ese caso, el primer paso en la resolución de un problema estequiométrico es averiguar la masa de reactivo puro, que es la que realmente reacciona.

Para analizar la proporción de reactivo que se encuentra puro, con respecto a la cantidad inicial impura, se emplea el concepto de porcentaje de pureza (%P) de un reactivo, que se define como:

$$\%P = \frac{\text{Masa del reactivo puro} \cdot 100\%}{\text{Masa del reactivo impuro}}$$

Por ejemplo, el silicio es un elemento presente en la corteza terrestre en una proporción del 28% en masa, formando parte de minerales como el cuarzo, las arcillas y los feldespatos (figura 10-12). Uno de los métodos de obtención de silicio puede representarse mediante la siguiente ecuación:



Suponé que se desea calcular el porcentaje de rendimiento de esta reacción, partiendo de 3,58 kg de SiCl_4 impuros, sabiendo que su porcentaje de pureza es del 95% y que con exceso de hidrógeno se obtuvieron 2 kg de HCl. Para resolver este problema, primero se calcula la masa pura de SiCl_4 , que realmente reacciona mediante la siguiente regla de tres simple:

$$\begin{array}{l} 100\% \text{ impuro} \quad \text{-----} \quad 3,58 \text{ kg} \\ 95\% \text{ puro} \quad \text{-----} \quad \boxed{x = 3,4 \text{ kg de SiCl}_4} \end{array}$$

que es la masa pura que debe tomarse para los cálculos estequiométricos.

En segunda instancia, se debe averiguar la cantidad de HCl esperada, teniendo en cuenta la proporción estequiométrica. Para ello, deben hallarse las masas molares de los reactivos y productos: $M_{\text{SiCl}_4} = 170$; $M_{\text{HCl}} = 36,5$.

Por lo tanto, puede plantearse que como un mol de SiCl_4 produce cuatro moles de HCl:

$$\begin{array}{l} \text{a partir de } 170 \text{ g SiCl}_4 \quad \text{-----} \quad \text{deberían producirse } 4 \cdot 36,5 = 146 \text{ g de HCl} \\ \text{a partir de } 3.400 \text{ g SiCl}_4 \quad \text{-----} \quad \boxed{x = 2.920 \text{ g HCl}} \end{array}$$

Luego se averigua el rendimiento, aplicando directamente su expresión:

$$\% R = \frac{m \text{ HCl obtenida} \cdot 100\%}{m \text{ HCl esperada}} = \frac{2.000 \text{ g} \cdot 100\%}{2.920 \text{ g}} = \boxed{68,5\% R}$$

En este caso, al tomarse en cuenta la masa pura del reactivo, otras razones son las que pudieron haber provocado que no se obtuviera el rendimiento teórico. Entre ellas podemos mencionar: la reacción no se completa, es decir, es reversible, participando de un equilibrio químico u ocurre simultáneamente una reacción secundaria que favorece la aparición de otro tipo de productos.

ACTIVIDADES

24. Completá en tu carpeta la siguiente oración con las palabras "reactivo" y "producto":
El porcentaje de pureza se calcula a partir de las masas pura e impura de un mientras que el rendimiento de una reacción alude a la proporción de obtenida con respecto a la esperada.
25. ¿Qué aspectos deben tenerse en cuenta para aumentar el rendimiento de una reacción de obtención de metales?

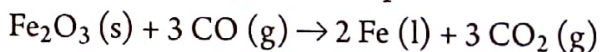
Cálculos estequiométricos en la industria metalúrgica

En las industrias metalúrgicas deben realizarse, en forma continua, cálculos acerca de las cantidades de productos obtenidos para evaluar los costos del proceso. Para ello, se contrata a químicos analíticos que realizan cálculos estequiométricos, como en los siguientes ejemplos:

Ejemplo 1. Partiendo de 500 kg de hematita, un mineral de hierro cuya pureza en óxido férrico (Fe_2O_3) es del 87%, se quiere saber:

- Cuántos kg de carbón (C) puro son necesarios para formar el monóxido de carbono (CO) que reaccionará con el óxido férrico.
- Cuántos kg de hierro líquido se obtendrán, teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción es del 82 por ciento.

La ecuación que representa el proceso es:



Para resolver este problema, primero se halla la masa pura del óxido férrico que reaccionó:

$$\begin{array}{l} 100\% \text{ muestra hematita} \text{ --- } 500 \text{ kg} \\ 87\% \text{ muestra hematita} \text{ --- } \boxed{x = 435 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3 \text{ puro}} \end{array}$$

Luego se calcula el Mr del Fe_2O_3 :

$$2 \cdot \text{Ar}_{\text{Fe}} + 3 \text{Ar}_{\text{O}} = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160$$

Como un mol de CO contiene un mol de C ($\text{Ar}_{\text{C}} = 12$), puede realizarse esta proporción estequiométrica:

$$\begin{array}{l} 160 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3 \text{ --- } 3 \cdot 12 \text{ kg de C} \\ 435 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3 \text{ --- } \boxed{x = 97,9 \text{ kg de C}} \end{array}$$

Para calcular la masa de hierro obtenida, primero se calcula cuántos kg de hierro se obtienen a partir del mineral:

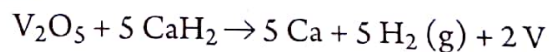
$$\begin{array}{l} 160 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3 \text{ --- } 2 \cdot 56 \text{ kg de Fe} \\ 435 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3 \text{ --- } \boxed{x = 304,5 \text{ kg de Fe}} \end{array}$$

Estos kg se obtendrían con un rendimiento teórico del 100%. Luego, considerando que el rendimiento real es del 82%, se realiza el siguiente procedimiento:

$$\begin{array}{l} 100\% \text{ R --- } 304,5 \text{ kg de Fe} \\ 82\% \text{ R --- } \boxed{x = 249,69 \text{ kg de Fe}} \end{array}$$

Ejemplo 2. Se quiere averiguar el volumen de gas hidrógeno (H_2), medido en CNPT, que se desprende de un horno de producción de vanadio (figura 10-13), por reducción con hidruro de calcio (CaH_2), sabiendo que se parte de 526,3 g de mineral de vanadio, cuya pureza en óxido de vanadio (V_2O_5) es del 95% y exceso de hi-

druro de calcio, y que el rendimiento de la reacción es del 78%. La reacción se representa mediante la siguiente ecuación:



Primero se calcula la masa pura del óxido de vanadio:

$$\begin{array}{l} 100\% \text{ muestra --- } 526,3 \text{ g} \\ 95\% \text{ V}_2\text{O}_5 \text{ puro --- } \boxed{x = 500 \text{ g V}_2\text{O}_5 \text{ puro}} \end{array}$$

Luego se calcula el Mr del V_2O_5 :

$$2 \cdot \text{Ar}_{\text{V}} + 5 \cdot \text{Ar}_{\text{O}} = 2 \cdot 51 + 5 \cdot 16 = 182.$$

La relación estequiométrica entre el óxido de vanadio y el hidrógeno es: a partir de 182 g de V_2O_5 (1 mol) se producen $5 \cdot 22,4 \text{ l}$ (5 moles) de H_2 (g) en CNPT; por lo que se puede plantear una regla de tres simple para averiguar qué volumen se obtendría de H_2 (g) en CNPT si el rendimiento teórico del 100%:

$$\begin{array}{l} 182 \text{ g de V}_2\text{O}_5 \text{ --- } 5 \cdot 22,4 \text{ l de H}_2 (\text{g}) \\ 500 \text{ g de V}_2\text{O}_5 \text{ --- } \boxed{x = 307,7 \text{ l de H}_2 (\text{g})} \end{array}$$

Finalmente se considera el rendimiento real en CNPT:

$$\begin{array}{l} 100\% \text{ R --- } 307,7 \text{ l de H}_2 (\text{g}) \\ 78\% \text{ R --- } \boxed{x = 240 \text{ l de H}_2 (\text{g})} \end{array}$$



Fig. 10-13. Los aceros con vanadio son aleaciones muy duras, utilizadas en hojas de cuchillos.

ACTIVIDADES

- Para la reacción de obtención de hierro, averigüa cuántos kg de carbón serían necesarios para preparar el monóxido de carbono si su pureza en carbono (C) fuese del 85 por ciento.
- Para la reacción de obtención de vanadio, averigüa cuántos moles de este metal se obtienen junto con el gas hidrógeno.