

Potenciales normales de reducción

La fuerza de un oxidante o de un reductor viene dada por la tendencia a ganar o a perder electrones.

Los metales alcalinos son buenos reductores, ya que su capa de valencia es ns^1 , y por tanto, tienen tendencia a perder 1 electrón. Ejemplo: $\text{Na} \leftrightarrow \text{Na}^+ + 1 e^-$ o bien: $\text{Na} - 1 e^- \leftrightarrow \text{Na}^+$

Los halógenos son buenos oxidantes, ya que tienen 7 electrones en la capa de valencia y tienen tendencia a ganar un electrón para completarla. Ejemplo: $\text{F} + 1 e^- \leftrightarrow \text{F}^-$

La fuerza absoluta no puede conocerse ya que para que una sustancia gane electrones tiene que haber otra que los pierda y viceversa, por tanto, el carácter oxidante y reductor es relativo, depende de la sustancia con que se enfrente.

Actualmente se usa el término **potencial normal de reducción**. Existen tablas en donde figuran la mayoría de los elementos y compuestos de los que se han calculado los potenciales de reducción para cada uno de ellos. Esa capacidad está dada por valores numéricos en Voltios. Como no es posible hallar el potencial absoluto de un elemento se calculan frente al hidrógeno, electrodo de referencia o

patrón, al que se le asigna un valor del potencial 0 ($E^0 = 0$): $2 \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$. A partir de este valor como parámetro se han medido los de los demás elementos. Así, tenemos la **TABLA DE POTENCIALES NORMALES DE REDUCCIÓN (PODRÍAN HABER SIDO DE OXIDACIÓN, PERO SE REFIEREN SIEMPRE A LA REDUCCIÓN)**:

Elemento	Reacción de electrodos	Potencial de reducción E^0 , en volts
Li	$\text{Li}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,045
K	$\text{K}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,925
Ca	$\text{Ca}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,870
Na	$\text{Na}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,714
Mg	$\text{Mg}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,370
Al	$\text{Al}^{+3} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,660
Zn	$\text{Zn}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,763
Cr	$\text{Cr}^{+3} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,740
Fe	$\text{Fe}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,440
Cd	$\text{Cd}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,403
Ni	$\text{Ni}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,250
Sn	$\text{Sn}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,140
Pb	$\text{Pb}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,126
H_2	$2 \text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,000
Cu	$\text{Cu}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,337
I_2	$\text{I}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 \text{I}^-$	+0,535
Hg	$\text{Hg}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0,789
Ag	$\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,799
Br_2	$\text{Br}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 \text{Br}^-$	+1,080
Cl_2	$\text{Cl}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 \text{Cl}^-$	+1,360
Au	$\text{Au}^{+3} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,500
F_2	$\text{F}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 \text{F}^-$	+2,870

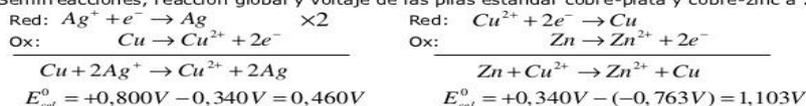
Potenciales estándar de reducción a 298K

Electrodo	Semirreacción de reducción	E_{298}^0 / V
$\text{Cl}_2 \text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,358
$\text{Ag}^+ \text{Ag}$	$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$	+0,800
$\text{Cu}^{2+} \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,340
$\text{H}^+ \text{H}_2$	$2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$	0
$\text{Zn}^{2+} \text{Zn}$	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,763

Ej.: La batería de zinc-cloro tiene como reacción neta: $\text{Zn(s)} + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{ac})$. ¿Cuánto vale el voltaje o FEM de la pila voltaica estándar a 298K?

$$E_{\text{cel}}^0 = +1,358V - (-0,763V) = 2,121V$$

Ej.: Semirreacciones, reacción global y voltaje de las pilas estándar cobre-plata y cobre-zinc a 298K?



Ejercicios de aplicación

1.- Considerando que todas las especies están en estado estándar y empleando valores de $E^{\circ}_{\text{reducción}}$:

a) prediga si ocurrirá una reacción de desplazamiento cuando se agrega: i) Cl_2 a una solución de KI, ii) Br_2 a una solución de NaCl.

b) establezca si i) el MnO_4^- oxidará al Cl^- a Cl_2 en medio ácido, ii) la Ag reaccionará con HCl (1M), iii) el Au reaccionará con HNO_3 (1M).

2.- Estime entre que valores se encuentra el E° de la hemirreacción : $\text{M}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{M}(\text{s})$, si M reacciona con $\text{HNO}_3(\text{ac})$ pero no con $\text{HCl}(\text{ac})$, desplaza a $\text{Ag}^+(\text{ac})$ pero no a $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$.