



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – JUNIO 2010

QUÍMICA

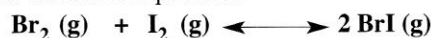
INDICACIONES

1. Debe elegir una opción completa de problemas. Cada problema tiene una calificación de 2 PUNTOS. Cada cuestión tiene una calificación de 2 PUNTOS.
2. Separe claramente unos problemas de otros y unas cuestiones de otras.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

Problemas

1. [2 PUNTOS] En un recipiente cerrado y vacío de 200 ml se introducen 0,640 g de bromo y 1,016 g de yodo. Se eleva la temperatura a 150 °C y se alcanza el equilibrio:



El valor de K_c para este equilibrio a 150 °C es 280. Calcular:

- a) El valor de K_p para este equilibrio a 150 °C
- b) La presión total en el equilibrio
- c) Los gramos de yodo en el equilibrio

DATOS: Masas atómicas: Br = 80; I = 127.

$$R = 0.082 \text{ atm. L. mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

2. [2 PUNTOS] ¿Qué volumen de cloro se obtiene, medido a 27 °C y 670 mm de Hg de presión, al realizar la electrolisis de una disolución de NaCl haciendo pasar una corriente de 200 amperios durante 12 horas?

DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5.

$$1F = 96500 \text{ culombios}$$

Cuestiones

- A. [2 PUNTOS] Razona si son ciertas o falsas las siguientes propuestas:

- a) La disolución de una sal cuyo anión proceda de un ácido fuerte y el catión de una base débil, tiene un pH básico.
- b) Cuanto más débil es un ácido AH, su base conjugada A^- es más fuerte.

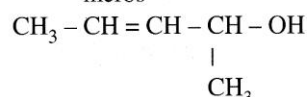
- B. [2 PUNTOS] Dadas las siguientes sustancias: fluor, (F_2); fluoruro sodico, (NaF); fluoruro de hidrógeno, (HF).

- a) Explica razonadamente el tipo de enlace que se puede encontrar en cada una de ellas, intermolecularmente e intramolecularmente.
- b) Ordénalas, razonadamente, de mayor a menor punto de fusión.

DATOS: Números atómicos: H = 1; F = 9; Na = 11.

- C. [2 PUNTOS] a) Indica los tipos de isomería estructural que conoces y explica en que consiste cada uno de ellos. Pon un ejemplo sencillo.

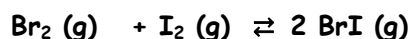
- b) Indica si la siguiente molécula presenta algún tipo de isomería espacial. Escribe y nombra los posibles isómeros



SOLUCIÓN EXAMEN OPCIÓN - 1 (JUNIO 2010)

PROBLEMAS

1.- (2 p) En un recipiente cerrado y vacío de 200 mL se introducen 0,640 g de bromo y 1,016 g de yodo. Se eleva la temperatura a 150 °C y se alcanza el equilibrio:



El valor de K_c para este equilibrio a 150 °C es 280. Calcular:

DATOS: Masas atómicas: Br = 80; I = 127 $R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

a) El valor de K_p para este equilibrio a 150 °C.

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = 280 \cdot (0,082 \cdot 423)^0 = 280$$

b) La presión total en el equilibrio.

	$\text{Br}_2 (\text{g})$	+	$\text{I}_2 (\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{BrI} (\text{g})$
Conc. Inicial (mol/L)	0,02		0,02		--
Reacción (mol/L)	-x		-x		2x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,02 - x		0,02 - x		2x

$$K_c = \frac{[\text{BrI}]^2}{[\text{Br}_2] \cdot [\text{I}_2]} \Rightarrow 280 = \frac{[2x]^2}{[0,02 - x] \cdot [0,02 - x]} \Rightarrow \text{Resolviendo } \begin{cases} x_1 = 0,023 \text{ mol/L} \\ x_2 = 0,0179 \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$(C_T)_{eq} = (0,02 - x) + (0,02 - x) + 2x = 0,04 \text{ mol/L}$$

$$P_T = C_T \cdot R \cdot T \Rightarrow P_T = 0,04 \cdot 0,082 \cdot 423 = 1,387 \text{ atm}$$

c) Los gramos de yodo en el equilibrio.

$$m_{\text{I}_2} = (0,02 - x) \cdot V \cdot M_{\text{molar}} = (0,02 - 0,0179) \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,2 \text{ L} \cdot 254 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,107 \text{ g de } \text{I}_2$$

2.- (2 p) ¿Qué volumen de cloro se obtiene, medido a 27 °C y 670 mm de Hg de presión, al realizar la electrólisis de una disolución de NaCl haciendo pasar una corriente de 200 amperios durante 12 horas?

DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5 $1 \text{ F} = 96500 \text{ culombios}$

En el ánodo de la cuba electrolítica, se produce la oxidación de los iones cloruro:



La carga que ha pasado por la cuba electrolítica es:

$$Q = I \cdot t = 200 \cdot 12 \cdot 3600 = 8,64 \cdot 10^6 \text{ C}$$

El número de moles de cloro obtenidos es:

$$n_{\text{Cl}_2} = 8,64 \cdot 10^6 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Cl}_2}{2 \cdot 96500 \text{ C}} = 44,77 \text{ mol}$$

Y, finalmente el volumen obtenido:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{44,77 \cdot 0,082 \cdot 300}{\left(\frac{670}{760}\right)} = 1249,3 \text{ L}$$

CUESTIONES

A.- (2 p) Razona si son ciertas o falsas las siguientes propuestas:

- a) La disolución de una sal cuyo anión proceda de un ácido fuerte y el catión de una base débil, tiene un pH básico.

Falso. El anión tendrá comportamiento de base muy débil (conjugada de un ácido fuerte) por lo que no sufrirá hidrólisis; el catión tendrá comportamiento de ácido débil (conjugado de una base débil) por lo que experimentará hidrólisis, dando lugar a una disolución ácida.

- b) Cuanto más débil es un ácido AH, su base conjugada A^- es más fuerte.

Cierto. De acuerdo a la teoría de Brönsted-Lowry las reacciones entre ácidos y bases pueden considerarse como reacciones de transferencia de protones entre un donador (el ácido) y un aceptor (la base).

Una consecuencia importante de este hecho es la reversibilidad del proceso de transferencia, de modo que cuando un ácido AH cede un protón, el anión A^- se comportará como una base, llamada base conjugada del ácido AH. Lo mismo podemos decir en cuanto a las bases. Al conjunto de un ácido y una base que sólo difieren en el ion H^+ , se le llama par ácido-base conjugado.

En la teoría de Brönsted - Lowry un ácido será tanto más fuerte cuanto mayor tendencia muestre a ceder un protón, mientras que una base será tanto más fuerte cuanto mayor tendencia muestre a aceptarlo, por lo que sus especies conjugadas serán tanto más débiles, ya que mostrarán una menor tendencia a recuperar o a ceder el protón cedido o capturado por su especie conjugada.

B.- (2 p) Dadas las siguientes sustancias: flúor, (F_2); fluoruro sódico, (NaF); fluoruro de hidrógeno, (HF).

DATOS: Números atómicos $H = 1$ $F = 9$ $Na = 11$.

- a) Explica razonadamente el tipo de enlace que se puede encontrar en cada una de ellas, intermolecularmente e intramolecularmente.

El flúor es un elemento no-metálico, al igual que el hidrógeno, mientras que el sodio es un metal.

En el flúor molecular, tenemos un enlace covalente simple (tipo σ). La molécula es apolar (enlace entre elementos de la misma electronegatividad), por lo que entre las moléculas de flúor solo se establecen fuerzas de dispersión o de London muy débiles.

En el fluoruro de sodio se establece un enlace iónico fuerte que da lugar a la formación de una red cristalina iónica.

En el fluoruro de hidrógeno se establece un enlace covalente. La molécula es muy polar debido a la gran diferencia de electronegatividad, por lo que intermolecularmente se establecen fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno.

- b) Ordénalas, razonadamente, de mayor a menor punto de fusión.

El punto de fusión se incrementa con la fortaleza del enlace y, en el caso de las sustancias covalentes moleculares, por la intensidad de las fuerzas intermoleculares. Por lo tanto por el punto de fusión se ordenan:

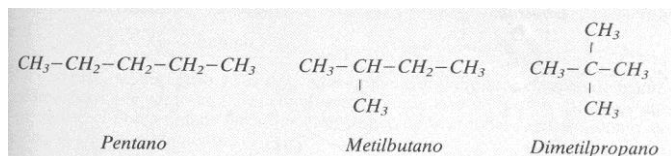
Fluoruro de sodio > Fluoruro de hidrógeno > Flúor molecular

C.- (2 p)

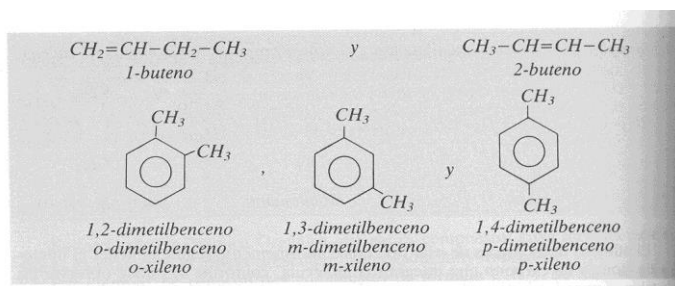
- a) Indica los tipos de isomería estructural que conoces y explica en que consiste cada uno de ellos. Pon un ejemplo sencillo.

Existen tres tipos de isomerías estructurales o isomerías lineales;

- o **Isomería de cadena:** los compuestos se diferencian en la distinta disposición de los átomos de carbono dentro de la molécula. El número de isótopos de este tipo crece a medida que aumenta el número de átomos de carbono



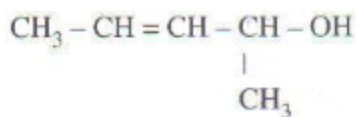
- o **Isomería de posición:** son compuestos que presentan el mismo grupo funcional o los mismos sustituyentes, pero en diferente posición dentro de la cadena carbonada



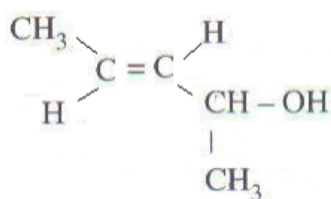
- o **Isomería de función:** poseen distinta función química, aunque presenten la misma fórmula molecular.



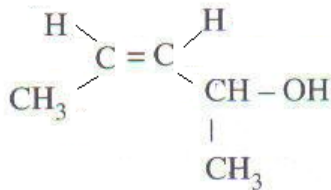
- b) Indica si la siguiente molécula presenta algún tipo de isomería espacial. Escribe y nombra los posibles isómeros.



Este compuesto presenta isomería geométrica (cis-trans)

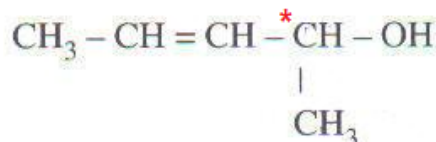


Trans - 3-penten-2-ol



Cis-3-penten-2-ol

También presenta isomería óptica, ya que presenta un carbono asimétrico o quiral, carbono unido a cuatro grupos atómicos diferentes (el marcado con un asterisco).



OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

Problemas

1. [2 PUNTOS] Se mezclan 45 ml de HCl 0,03 M con 30 ml de NaOH 0,05 M. Consideramos los volúmenes aditivos:
- ¿Cuál será el pH de la mezcla?
 - ¿Qué volumen adicional de una de las dos disoluciones iniciales tendríamos que añadir a la mezcla para que el pH fuera 7?
2. [2 PUNTOS] Suponiendo que el carbón está formado exclusivamente por carbono, el gas natural por metano y la gasolina por hexano. Cuando se queman:
- ¿Qué cantidad de estas tres sustancias se requiere para obtener una misma cantidad de energía, por ejemplo 1000 KJ?
 - ¿Cuál de las tres sustancias produce menos contaminación (cantidad de CO₂) por unidad de energía producida?

DATOS: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

ΔH° formación CO₂(g) = -393 KJ/mol;

ΔH° formación H₂O(l) = -286 KJ/mol;

ΔH° formación metano = -75 KJ/mol;

ΔH° formación hexano = -225 KJ/mol.

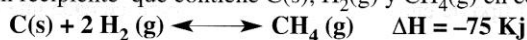
Cuestiones

- A. [2 PUNTOS] Dibuja una pila construida con electrodos de cobre y plata sumergidos, respectivamente, en disoluciones 1M de sulfato cúprico y nitrato de plata. Indica qué electrodo será el ánodo, cuál será el cátodo, la dirección del flujo de electrones, el potencial de la pila y las semirreacciones que tiene lugar en cada electrodo.

DATOS: E° (Cu²⁺/Cu) = +0.34 V

E° (Ag⁺/Ag) = +0.80 V

- B. [2 PUNTOS] Se dispone de un recipiente que contiene C(s), H₂(g) y CH₄(g) en equilibrio según :



Indica razonadamente si la concentración de metano aumentará, disminuirá o permanecerá constante si:

- Aumenta la temperatura
- Aumenta la presión a T constante
- Se introduce C(s) en el recipiente a T constante
- Se elimina parte del H₂(g) presente a T constante

- C. [2 PUNTOS] a) Define potencial (o energía) de ionización y afinidad electrónica. Pon un ejemplo en cada caso
b) Indica razonadamente como varían estas propiedades en un periodo del Sistema Periódico.

SOLUCIÓN DE LA OPCIÓN - 2

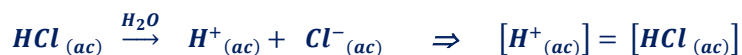
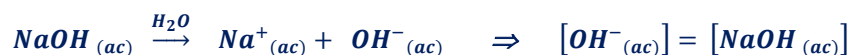
(JUNIO 2010)

PROBLEMAS

1.- (2 p) Se mezclan 45 mL de HCl 0,03 M con 30 mL de NaOH 0,05 M. Consideramos los volúmenes aditivos:

a) ¿Cuál será el pH de la mezcla?

Al ser ambas especies fuertes (no nos dan sus constantes), voy a utilizar la teoría de Arrhenius. En disolución acuosa ambas sustancias están completamente disociadas:



Entre dos especies fuertes, la reacción de neutralización consiste en:



Si la neutralización es completa, el pH es 7, pero si la neutralización es parcial el pH será distinto a 7.

$$[OH^-_{(ac)}] = [NaOH_{(ac)}] = \frac{30 \text{ mL} \cdot 0,05 \text{ mol/L}}{75 \text{ mL}} = 0,02 \text{ mol/L}$$

$$[H^+_{(ac)}] = [HNO_3_{(ac)}] = \frac{45 \text{ mL} \cdot 0,03 \text{ mol/L}}{75 \text{ mL}} = 0,018 \text{ mol/L}$$

En esta mezcla hay un exceso de concentración de iones hidróxido, lo que determinará que el pH final sea básico.

$$[OH^-_{(ac)}]_{exceso} = 0,02 - 0,018 = 0,002 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow pOH = -\log[OH^-_{(ac)}]_{exceso} = -\log 0,002 = 2,7$$

$$pH = 14 - pOH = 11,3$$

b) ¿Qué volumen adicional de una de las dos disoluciones iniciales tendríamos que añadir a la mezcla para que el pH fuera 7?

Vamos a calcular el volumen de ácido clorhídrico necesario para una neutralización completa.

$$[OH^-_{(ac)}] = [H^+_{(ac)}] \Rightarrow \frac{30 \text{ mL} \cdot 0,05 \text{ mol/L}}{(30 + x) \text{ mL}} = \frac{x \text{ mL} \cdot 0,03 \text{ mol/L}}{(45 + x) \text{ mL}}$$

$$x = 50 \text{ mL de HCl } 0,05 \text{ M}$$

Como previamente habíamos añadido 45 mL, ahora **debemos añadir 5 mL adicionales.**

2.- (2 p) Suponiendo que el carbón está formado exclusivamente por carbono, el gas natural por metano y la gasolina por hexano. Cuando se queman:

DATOS: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1 ΔH° formación $CO_2(g)$ = -393 kJ/mol;
 ΔH° formación $H_2O(l)$ = -286 kJ/mol ΔH° formación metano = -75 kJ/mol;
 ΔH° formación hexano = -225 kJ/mol.

a) ¿Qué cantidad de estas tres sustancias se requiere para obtener una misma cantidad de energía, por ejemplo 1000 kJ?

Carbón



$$\Delta H^\circ = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^\circ)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^\circ)_r = (\Delta H_f^\circ)_{CO_2(g)} - (\Delta H_f^\circ)_{C(s)} - (\Delta H_f^\circ)_{O_2(g)}$$

$$\Delta H^\circ = (-393) - 0 - 0 = -393 \text{ kJ/mol}$$

$$m = 1000 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{393 \text{ kJ}} \cdot 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 30,53 \text{ g}$$

Gas natural



$$\Delta H^\circ = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^\circ)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^\circ)_r = (\Delta H_f^\circ)_{CO_2(g)} + 2 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{H_2O(l)} - (\Delta H_f^\circ)_{CH_4(g)} - 2 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{O_2(g)}$$

$$\Delta H^\circ = (-393) + 2 \cdot (-286) - (-75) - 2 \cdot 0 = -890 \text{ kJ/mol}$$

$$m = 1000 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{890 \text{ kJ}} \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 17,98 \text{ g}$$

Gasolina



$$\Delta H^\circ = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^\circ)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^\circ)_r$$

$$\Delta H^\circ = 6 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{CO_2(g)} + 7 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{H_2O(l)} - (\Delta H_f^\circ)_{C_6H_{14}(g)} - 19/2 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{O_2(g)}$$

$$\Delta H^\circ = 6 \cdot (-393) + 7 \cdot (-286) - (-225) - \frac{19}{2} \cdot 0 = -4135 \text{ kJ/mol}$$

$$m = 1000 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{4135 \text{ kJ}} \cdot 86 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 20,8 \text{ g}$$

b) ¿Cuál de las tres sustancias produce menos contaminación (cantidad de CO_2) por unidad de energía producida?

Carbón:

$$n = \frac{1 \text{ mol de } CO_2}{393 \text{ kJ}} = 2,54 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } CO_2/\text{kJ}$$

Gas natural:

$$n = \frac{1 \text{ mol de } CO_2}{890 \text{ kJ}} = 1,12 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } CO_2/\text{kJ}$$

Gasolina:

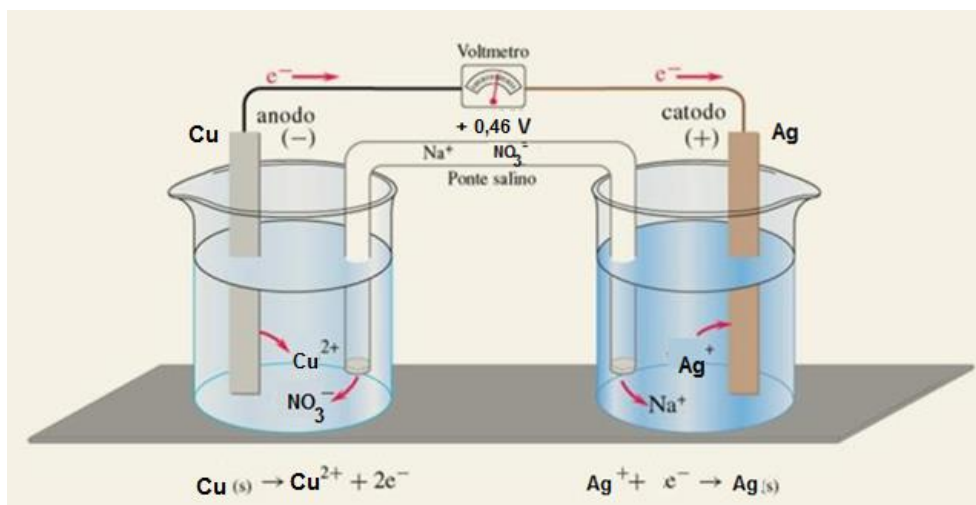
$$n = \frac{6 \text{ mol de } CO_2}{4135 \text{ kJ}} = 1,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } CO_2/\text{kJ}$$

El gas natural es el que produce menor cantidad de CO_2 por unidad de energía producida.

CUESTIONES

A.- (2 p) Dibuja una pila construida con electrodos de cobre y plata sumergidos, respectivamente, en disoluciones 1M de sulfato cúprico y nitrato de plata. Indica qué electrodo será el ánodo, cuál será el cátodo, la dirección del flujo de electrones, el potencial de la pila y las semirreacciones que tiene lugar en cada electrodo.

DATOS: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$



En esta pila el electrodo de plata actuará de cátodo (electrodo de mayor potencial de reducción) y en él tendrá lugar la reducción de los iones Ag^+ a plata metálica. El electrodo de cobre (menor potencial de reducción) actuará como ánodo y en él tendrá lugar la oxidación del cobre metálico a iones Cu^{2+} . Los electrones fluyen del ánodo hacia el cátodo.

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = 0,8 - (0,34) = 0,46 \text{ V}$$

B.- (2 p) Se dispone de un recipiente que contiene $\text{C}(\text{s})$, $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{CH}_4(\text{g})$ en equilibrio según:



Indica razonadamente si la concentración de metano aumentará, disminuirá o permanecerá constante si:

a) Aumenta la temperatura

Al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza en el sentido endotérmico, en este caso hacia la izquierda, por lo que la concentración de metano disminuirá.

b) Aumenta la presión a T constante

Al aumentar la presión, a T = cte., el equilibrio se desplaza en el sentido en el que exista un menor número de moles gaseosos, en este caso hacia la derecha, por lo que aumentará la concentración de metano.

c) Se introduce $\text{C}(\text{s})$ en el recipiente a T constante

La introducción de carbono en el recipiente no influye en el equilibrio, ya que el carbono se encuentra en estado sólido y el equilibrio es heterogéneo. La concentración de metano no varía.

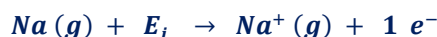
d) Se elimina parte del $\text{H}_2(\text{g})$ presente a T constante

Al eliminar parte del hidrógeno el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (para aumentar la concentración de hidrógeno) en aplicación del principio de Le Chatelier (el equilibrio se desplaza en el sentido en que se opone a la variación experimentada). Ello supone una disminución de la concentración de metano.

C.- (2 p)

a) Define potencial (o energía) de ionización y afinidad electrónica. Pon un ejemplo en cada caso

Energía de ionización: es la energía mínima que se requiere para arrancar un electrón a un átomo (o un mol de electrones a un mol de átomos), cuando se encuentran en estado gaseoso y configuración fundamental (configuración de mínima energía).



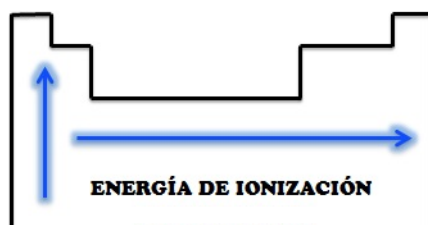
Afinidad electrónica: es la variación de energía que acompaña al proceso de incorporación de un electrón a un átomo en estado gaseoso y configuración fundamental (o la incorporación de un mol de electrones a un mol de átomos en estado gaseoso y configuración fundamental). En ocasiones este proceso supone un desprendimiento de energía (valor negativo de E_a) y en otros casos supone una captación de energía (valor positivo de E_a)



b) Indica razonadamente como varían estas propiedades en un periodo del Sistema Periódico.

Energía de ionización:

- Los elementos de mayor energía de ionización son los gases nobles (independientemente del periodo en que se encuentren)
- Dentro de cada periodo la energía de ionización aumenta a medida que nos desplazamos hacia la derecha (sentido en el que disminuye el volumen atómico y en el que aumenta la carga nuclear efectiva, debido al aumento de Z)
- Dentro de cada grupo la energía de ionización disminuye a medida que descendemos en el mismo (sentido en el que aumenta el volumen y disminuye la carga nuclear efectiva debido al aumento del efecto pantalla de los electrones de los niveles internos)



Afinidad electrónica

- Elementos del mismo grupo: Aumenta a medida que ascendemos en el grupo, debido al menor volumen atómico y a la mayor carga nuclear efectiva.
- Elementos del mismo periodo: Aumenta a medida que nos desplazamos hacia la derecha (menor volumen y mayor carga nuclear efectiva). Los gases nobles presentan una afinidad electrónica muy baja, prácticamente nula.

