

Errores comunes detectados en los exámenes y otras consideraciones

Tema Formulación

- B, P, Si, As, Sb son por defecto ORTO y no hay que indicarlo. Si se pone está mal.
- Metal con un solo estado de oxidación, no hace falta indicarlo. Por ejemplo el $\text{Al}(\text{OH})_3$ se nombra como hidróxido de aluminio. En cambio, si se opta por la nomenclatura estequiométrica sí se deben utilizar los prefijos multiplicadores (trihidróxido de aluminio es correcto).
- Un error común es situar mal en el nombre del compuesto los localizadores de las insaturaciones ($=$ y \equiv) y de determinados grupos funcionales (alcohol, cetona, amina). Butan-1-ol en lugar de 1-butanol
- A la vista de las contradicciones observadas en el libro azul de formulación orgánica de la IUPAC (1993) respecto a los localizadores redundantes, la ponencia dará por buena las dos respuestas. Es decir, a modo de ejemplo, se dará por válido tanto metilpropano como 2-metilpropano. No se podrán indicar sólo en los casos muy obvios (1-clorometano es incorrecto) ni para indicar la posición de los grupos funcionales aldehídos y ácidos carboxílicos.

Tema Estructura atómica

- El orbital se define con 3 números cuánticos (n,l,m) y el electrón con 4 (n,l,m,s)
- Podría no darse el número atómico en algunas cuestiones de configuración electrónica, tabla periódica o similar, para elementos representativos de los períodos 1º al 4º, es decir, hasta $Z=36$.
- Para obtener la configuración electrónica de un catión (Ej. Fe^{2+}) a partir de la del elemento neutro tenemos que retirar electrones una vez ordenada la configuración electrónica por capas. (Si hubiésemos realizado la configuración electrónica a partir del diagrama de Moeller: $\text{Fe}:3s^23p^64s^23d^6$, lo ordenamos por capas, $\text{Fe}:3s23p^63d^64s^2$ y ahora retiramos los dos electrones del $4s^2$).
- Es válido utilizar el concepto de electrón diferenciador, junto con conceptos más tradicionales como el electrón más externo o electrón de valencia
- A partir de ahora la ponencia utilizará el concepto “masa atómica relativa”, para darle el máximo de corrección del uso de las masas atómicas.
- Para justificar energías de orbitales específicos puede ser empleado el diagrama de Moeller de llenado de los orbitales, además de la regla de $n+l$, siempre teniendo en cuenta que la energía de los orbitales es algo deducido de la experimentación, no hay ley detrás que lo justifique.

Tema Enlace

- No confundir la distribución de los pares de electrones con la geometría de la molécula. Por ejemplo, el agua es angular no tetraédrica
- Si identifican geometría basándose en la tipología AB_2E_2 y AB_3E se aceptará como correcto.
- Propiedades periódicas: no justificar diciendo “porque así varía en la tabla”. Ejemplo de respuesta no válida: “en un periodo el radio atómico de los elementos disminuye hacia la derecha y en un grupo hacia arriba”.
- No confundir enlace intramolecular con intermolecular.

Tema Equilibrio

- En la expresión de la K_{eq} hay que poner concentraciones, no moles
- En los equilibrios heterogéneos, los sólidos y líquidos puros no aparecen en la constante de equilibrio
- $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$ Δn sólo gases
- En los equilibrios de precipitación hay que poner doble flecha (\rightleftharpoons) pero en la disociación de una sal soluble (ión común) es flecha sencilla (\rightarrow)
- En los equilibrios de precipitación, para calcular las concentraciones en el equilibrio de los iones en disolución hay que tener en cuenta la estequiometría de la reacción.
- Considerar que cuando se mezclan dos disoluciones que pueden formar un precipitado, se recomienda tener cuidado al calcular o tomar las concentraciones iniciales de las dos especies que precipitan y no confundir con la estequiometría del precipitado.
- Pueden aparecer problemas de equilibrio en los que el sistema no esté en equilibrio....concepto de Q
- En los problemas de equilibrios de solubilidad, la respuesta ha de estar basada en la reacción correspondiente. Es decir, hay que empezar el problema escribiendo la reacción que tiene lugar, por ejemplo:

$$Cd(OH)_2(s) \rightleftharpoons Cd^{2+}(aq) + 2 OH^-(aq)$$

Tema Ácido Base

- Se recomienda poner especial atención en neutralizaciones 1:2. No valdría $V \cdot M = V \cdot M$. Siempre hay que escribir la reacción de neutralización y tener en cuenta la estequiometría
- La disociación de un ácido fuerte no es un equilibrio (\rightarrow) pero la de uno débil sí lo es (\rightleftharpoons)
- La disociación de una sal en agua no es un equilibrio (\rightarrow) pero la reacción de hidrólisis posterior (en caso de que tenga lugar) sí lo es (\rightleftharpoons)
- Siempre que se pida escribir una reacción: doble flecha o flecha, ajustarla y colocar las cargas a los iones (aplicable a todo tipo de reacciones)

- Hidrólisis de sales. Se pide el pH de una disolución de NH_4Cl
 $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
Razonamiento incorrecto: el Cl^- procede de un ácido fuerte, por lo tanto el pH es ácido
Razonamiento correcto: NH_4^+ procede de una base débil (NH_3), (ojo: No es ácido fuerte, eso es un error muy común, que procede de la deriva de la expresión “cuanto más débil es una base más fuerte es el ácido conjugado”), por lo que es un ácido, en este caso un ácido débil, pero como es un ácido, cede protones y por tanto el pH será menor que 7.
- Los alumnos deben ser capaces de preparar una disolución a partir de densidades y porcentajes, etiquetas comerciales, etc.

Tema Equilibrio redox y Electroquímica

- Cuando dan datos de dos pares redox (Ej. Mg^{2+}/Mg y Pb^{2+}/Pb) y preguntan ¿se producirá tal reacción? ¿tal especie oxidará a tal otra? se puede responder a través de los valores de potenciales estándar de reducción (indicativo de la tendencia a reducirse/oxidarse), signo positivo de ΔE° de la reacción (o de la pila si se tratara de electrodos en contacto con disolución de sus iones) o signo negativo de la variación de energía de libre de Gibbs. Todas esas respuestas son válidas.
- En el ajuste de las reacciones iónicas y/o moleculares Redox debe utilizarse el método del ion-electrón (como se indica siempre en el enunciado) y se debe de indicar en el examen. No se considerará válido si escriben solo las reacciones iónica y/o molecular, aunque estén bien ajustadas.
- Los problemas con reacciones redox pueden darse tanto en medio ácido como en medio básico.

Tema Orgánica

- Cuando se tengan que escribir reacciones hay que ajustarlas.
- No confundir fórmula desarrollada con semidesarrollada.

Otros

- Para la realización de los cálculos está permitido el uso de la regla de proporcionalidad directa.
- Si se pregunta si es verdadero o falso, el alumno además de justificar la respuesta debe responder claramente a la pregunta con “Verdadero” o “Falso” o bien “Si” o “No”.
- Justifique, razone vs indique: Si la pregunta dice “indique” no hay que justificar. Si dice “razone” o “justifique” hay que justificar. Si no se hace la pregunta se evaluará como errónea.
- Todas las reacciones deben estar perfectamente ajustadas.

- Al representar una reacción química habrá que prestar atención a: (1) Si se trata (\rightleftharpoons) o no (\rightarrow) de un equilibrio, (2) Poner las cargas de los iones si las hubiera y (3) ajustarla.
- Al escribir la expresión de la constante de equilibrio K_c habrá que prestar atención a: (1) expresar los términos en concentración molar en lugar de moles (dividir por el volumen...), (2) no incluir los sólidos ni los líquidos puros y (3) utilizar los coeficientes estequiométricos como exponentes
- Se ha observado que en muchos cálculos los alumnos olvidan tener en cuenta los rendimientos de las reacciones y la riqueza de los reactivos. Deben prestar atención a estos datos que aparecen en el enunciado del ejercicio y aplicarlos correctamente.

COMENTARIOS SOBRE ESTEQUIMETRÍA, DISOLUCIONES Y TERMOQUÍMICA

- Estequiometría y disoluciones:
No aparecerán ni cuestiones ni problemas con un contenido exclusivo sobre estequiometría y disoluciones. Sin embargo, por ejemplo, en los problemas ácido/base y redox, pueden ser necesarios los conocimientos sobre disoluciones y cálculos estequiométricos (densidad, porcentaje masa, riqueza, reactivo limitante,...)
Ej. Reacciones ácido-base;
Ej. Apartado b) de un ajuste ión-electrón.
- Termoquímica:
No aparecerán ni cuestiones ni problemas con un contenido exclusivo sobre termoquímica. Sin embargo en determinadas cuestiones y problemas pueden ser necesarios unos mínimos conocimientos.
Ej. En una cuestión sobre la aplicación del principio de Le Chatelier en el enunciado aparece una reacción con ΔH y se pregunta por el efecto de aumentar la temperatura.